

सामान्य रसायन-शास्त्र

[अकार्बनिक.]

[A Treatise on Inorganic Chemistry]

[भारतीय विश्वविद्यालयों के बी० एस-सी० विद्यार्थियों के लिये]

डा० सत्यप्रकाश, डी० एस-सी०

प्रयाग विश्वविद्यालय



ग्रन्थ-संख्या—१५२

प्रकाशक तथा विक्रेता

भारती-भण्डार

लीडर प्रेस, इलाहाबाद

प्रथम संस्करण

सं० २००८ वि०

मूल्य १४)

139473

540-4

13

मुद्रक—

महादेव एन० जोशी

लीडर प्रेस, इलाहाबाद

भूमिका

कई वर्ष हुए, बिडला एडुकेशन ट्रस्ट, पिलानी की ओर से एक आयोजना विश्वविद्यालयों की पाठ्य-पुस्तकों के संबन्ध में बनी, और उस आयोजना के अनुसार भारतीय विश्वविद्यालयों की बी० एस-सी० कक्षाओं के उपयोग का रसायन-शास्त्र लिखने का कार्य मुझे मिला। यह प्रसन्नता की बात है कि सामान्य रसायन शास्त्र का उक्त ग्रन्थ अब प्रकाशित हो रहा है, जिसके लिए मैं प्रकाशकों का आभारी हूँ।

राष्ट्रीय स्वतंत्रता प्राप्त होते ही यह स्वाभाविक था कि हमारा ध्यान राष्ट्रीय भाषा को उच्चतम शिक्षा का माध्यम बनाने की ओर आकर्षित होता। हमारे देश के कई विश्वविद्यालय अब विज्ञान विषयों का शिक्षण हिन्दी भाषा में आरम्भ करेंगे। यदि इस ग्रन्थ से इस कार्य में सहायता मिल सके, तो लेखक और प्रकाशक दोनों को संतोष होगा।

यह रसायन शास्त्र आकार्बनिक रसायन से संबन्ध रखता है। इससे अपने विषय में बी० एस-सी० (आनर्स) तक की आवश्यकताओं की पूर्ति हो सकेगी। हिन्दी में छोटी कक्षाओं के उपयोग की कुछ पुस्तकें अवश्य हैं। लेखक ने स्वयं हार्ड स्कूल और इण्टरमीडियेट कक्षाओं के लिये रसायन शास्त्र पर पुस्तकें लिखी हैं और उन पुस्तकों से परिचित विद्यार्थी अब इस ग्रन्थ द्वारा बी० एस-सी० कक्षा के उपयोग की सामग्री प्राप्त कर सकेंगे। रसायन शास्त्र का इतना बड़ा हिन्दी में यह पहला ग्रंथ है, और आशा की जाती है कि हमारे विश्व-विद्यालयों के योग्य अध्यापक अन्य विषयों पर भी उचित साहित्य दे सकेंगे।

रसायन शास्त्र की पारिभाषिक शब्दावली के सम्बन्ध में अनेक प्रयास हुये हैं। सर स० राधाकृष्णन की अध्यक्षता में यूनिवर्सिटीज कमीशन ने अपनी रिपोर्ट में पारिभाषिक शब्द संबन्धी जिस नीति का निर्देश किया है, उसका अवलम्बन इस ग्रंथ में किया गया है, और भारतीय हिन्दी परिषद् प्रयाग के कोष की शब्दावली से सहायता ली गयी है। इस ग्रन्थ में जो पारिभाषिक शब्द प्रयुक्त हुए हैं, उनका उपयोग

लेखक ने अपनी इण्टरमीडियेट और हाई स्कूल की रसायन पुस्तकों में भी किया है, इसलिए विद्यार्थियों को असामंजस्य का कष्ट नहीं उठाना पड़ेगा। अंग्रेजी शब्दों के उच्चारण में इण्टरनेशनल वेक्टर शिफानरी के उच्चारण को आदर्श माना गया है, और नागरी अक्षरों में उस ध्वनि का निकटतम रूप व्यक्त करने का प्रयास किया गया है। यदि किसी अंग्रेजी शब्द के हिन्दी स्पेलिंग में संदेह हो तो इस कोष के उच्चारण की दृष्टि से स्पेलिंगों का स्थिरीकरण कर लेना चाहिए। यौगिकों के सूत्र और प्रतिक्रियाओं के समीकरण अंग्रेजी लिपि में व्यक्त किए गये हैं। सम्भवतः हमें कालान्तर में इस नीति का परित्याग कर देना पड़े, पर इस अन्तरिम काल में इसका अवलम्बन ही श्रेयस्कर है। आशा है कि विद्यार्थी और शिक्षक बगैरे इस ग्रन्थ से उचित सहायता प्राप्त कर सकेंगे और हिन्दी माध्यम द्वारा विश्वविद्यालयों की उच्चतम शिक्षा का जो देश-व्यापी प्रयास है, उसमें सब का हमें सहयोग प्राप्त होगा।

इस ग्रन्थ के प्रत्येक अध्याय के अन्त में परीक्षाओं के उपयोग के प्रश्न भी दे दिये गये हैं। यथाशक्य आवश्यक चित्र भी दिये हैं, जिनमें से अनेक चित्रों के तैयार करने में मुझे अपने अनुज श्री रविप्रकाश, एम० एस-सी०, से विशेष सहायता मिली है। आगे के संस्करणों में अनुभव के आधार पर सुधार भी किये जा सकेंगे। हिन्दी-भाषी प्रान्तों में सबसे अधिक विश्वविद्यालय हैं। प्रयाग, काशी, लखनऊ, अलीगढ़, आगरा, पटना, दिल्ली, उत्कल, बम्बई, सागर और राजपूताना के विश्वविद्यालय हिन्दी माध्यम द्वारा शिक्षण कार्य करने के लिए उत्सुक हैं, केवल उचित साहित्य का अभाव प्रगति में बाधक है। यह ग्रन्थ इस अभाव की पूर्ति का एक क्षुद्र प्रयास है।

सत्यप्रकाश

विषय सूची

अध्याय	पृष्ठ
१. भारत में रसायन की परम्परा	१
२. आधुनिक रसायन की पृष्ठभूमि	१७
३. मैडलीफ का आवर्त संविभाग [Periodic Classification of Elements]	७०
४. संयोज्यता [Valency]—पूर्वार्ध	६५
५. संयोज्यता और रासायनिक बन्ध [Valency and Chemical Bonds]	१०६
६. उपचयन और अपचयन [Oxidation and Reduction]	११६
७. धातु और धातु कर्म [Metals and Metallurgy]	१२३
८. हाइड्रोजन और पानी [Hydrogen and Water]—हाइड्रोजन परीक्साइड	१४२
९. प्रथम समूह के चार तत्त्व [Alkali Elements of the First Group] लीथियम १६६, सोडियम २०२, पोटैशियम २४०, रुबीडियम २५८, सीज़ियम २६१, अमोनियम लवण २६४	१६१—२७२
१०. प्रथम समूह के तत्त्व—(२) ताँबा, चाँदी, सोना [Copper, Silver and Gold] ताँबा २७८, चाँदी ३०२, सोना ३२२	२७३—३३४
११. द्वितीय समूह के तत्त्व—(१) [Metals of the Second Group]—Be, Mg, Ca, Sr, Ba, and Ra	३३५—३६६

से मूषा को पकड़ कर उल्टा करे, फिर सावधानी से जमीन पर इस तरह गिराए कि मूषा की नाल (tube) न टूटे। ऐसा करने पर बंग के समान आभा वाला सत्व नीचे गिरेगा। यह धातु जस्ता (zinc) है। स्वर्ण रसक का ही दूसरा नाम है।

रसों के अतिरिक्त गन्धक (sulphur), गेरू (red ochre), कमीस (green vitriol), कांक्षी (alum), ताल (orpiment), मनःशिला (realgar), अंजन और कामकुष्ठ ये आठ उप-रस हैं, जिनका व्यवहार पारे के रसायन में किया जाता है।

गन्धक तीन तरह का होता है—लाल (तोते की चोंच-सा), पीला और सफेद। कुछ लोग काले गन्धक का होना भी बताते हैं। गैरिक (गेरू) के दो भेद हैं—पापाण गैरिक, स्वर्ण गैरिक। कसीस भी दो तरह का है—बालुक कसीस (हरा), पुष्पकसीस (कुछ पीला-सा)। कांक्षी, तुवरी या फिटकरी सूरत या सौराष्ट्र में प्राप्त होती थी। इसके एक दूसरे भेद को कटकी, या फुल्लिका कहते हैं, जो कुछ पीली होती है। एक फुल्ल-तुवरी होती है जो सफेद है। हरिताल या तालक (orpiment) दो तरह का होता है—आरुध (पत्ते सा) और पिंडसंज्ञक (गोलीनुमा)। मनःशिला लोहे के जंग (किट्ट), गुड़, गुग्गुलु और धी के साथ कोष्ठि-यंत्र में गरम करने पर सत्व देता है। अंजन कई तरह के होते हैं—सौवीरांजन या सुरमा (galena or lead sulphide), रसांजन, खोतांजन, पुष्पांजन, नीलांजन। सफेद सुरमा या खोतांजन सम्भवतः आइसलैण्ड स्फार है। रसांजन आजकल रसाद के नाम से प्रसिद्ध है। कामकुष्ठ क्या है, यह कहना कठिन है। यह हिमालय के पाद-शिखर में पाया जाता था। यह नवजात हाथी की विष्टा है, ऐसा कुछ का विचार था। यह तीव्र विरेचक है।

उपरसों के अतिरिक्त कुछ अन्य साधारण रसों का भी वर्णन आता है।

कम्पिल्ल (ईंट के रंग का विरेचक), गौरोपापाण (स्फटिक, शंख और हल्दी के रंगों का), नवसार या नौसादर (sal ammoniac) जिसे चूल्का लवण भी कहते हैं, कपर्द (वराटक या कौड़ी), अग्निजार (समुद्र नमक के जरायु से निकला अज्ञात पदार्थ), गिरि सिन्दूर (rock vermillion), हिंगुल (cinnabar) जिसे दरद भी कहते हैं, मृदार शृंगक (गुजरात में और आबू पर्वत पर प्राप्त), और राजावर्त्त (lapis lazuli) ये साधारण रस हैं।

इसी ग्रंथ में रत्न या मणियों का उल्लेख भी है।

मणि ये हैं—वैक्रान्त, सूर्यकान्त (sun-stone), हीरक (diamond), मोक्किनक (pearl), चन्द्रकान्त (moon-stone), राजावर्त्त (lapis lazuli), गरुडोद्गार (emerald)। इनके अतिरिक्त पुष्पराग, महानील, पद्मराग, प्रवाल (coral), वैदूर्य और नील, ये मणि और हैं।

हीरे को वज्र भी कहते हैं। इसका विवरण इस प्रकार है कि इसमें ८ फलक और ६ कोण होते हैं, और इसमें से इन्द्रधनुष के से रंग दीखते हैं। वज्र नर, नारी और नपुंसक-भेद से तीन प्रकार के बताए गए हैं, जिनके विस्तार की यहाँ आवश्यकता नहीं है।

रसरत्नसमुच्चय ग्रंथ के पाँचवें अध्याय में धातुओं का उल्लेख है। धातुओं का सामान्य नाम 'लोहा' है।

(क) शुद्ध-लोह अर्थात् शुद्ध धातु तीन हैं—सोना, चाँदी और लोहा।

(ख) पूती लोह (दुर्गन्ध देने वाले धातु) दो हैं—सीसा (नाग) और राँगा या बंग (lead and tin)।

(ग) मिश्र लोह (धातुओं का मिश्रण-alloy) तीन हैं—पीतल (brass), काँसा (ball-metal) और वर्तलोह।

सोना पाँच प्रकार का माना गया है—प्राकृतिक, सहज, बाह्यसंभूत, खान से निकला, रस-वेध से प्राप्त।

चाँदी तीन प्रकार की है—अर्थात् सहज, खान से निकली और कृत्रिम।

सीसे और सुहागे के संयोग से चाँदी शुद्ध होती है। किसी खपड़े पर चूने और राख का मिश्रण धरे, और फिर बराबर बराबर चाँदी और सीसा। फिर तब तक धमन (roast) करें जब तक सीसा सब खतम न हो जाय। ऐसा करने पर शुद्ध चाँदी रह जायगी।

ताँवा दो प्रकार का होता है; एक तो नेपाल का शुद्ध, और दूसरा खान से निकला, जिसे म्लेच्छ कहते हैं।

लोहा तीन प्रकार का होता है—मुण्डे (wrought iron), तीक्ष्ण और कान्त। मुण्डे के भी तीन भेद हैं—मृदु, कुण्ठ और कडार।

मृदु (soft iron) वह लोहा है जो आसानी से गलता है, और टूटता नहीं, और चिकना होता है। कुण्ठ लोहा वह है जो हथौड़े से पीटने पर कठिनता से बढ़ता है। जो हथौड़े से पीटने पर टूट जाय, उसे कठारक कहते हैं।

तीक्ष्ण लोहे (cast iron) के छः भेद हैं। इनमें एक पक्का है और भंग होने पर पारे का-सा चमकता है, और झुकाने पर टूट जाता है। दूसरे प्रकार का लोहा कठिनता से टूटता है और तेज धारवाला है।

कान्तलोहा (magnetic iron) पाँच प्रकार का है—आमक, चुम्बक, द्रावक और रोमकान्त। यह लोहा एक, दो, तीन, चार या पाँच अथवा अधिक मुखवाला होता है, और रंग भी किसी का पीला, किसी का काला या लाल होता है। जो कान्त-लोहा सभी प्रकार के लोहों को चुमा दे, उसे आमक कहते हैं। जो लोहे का चुम्बन करे उसे चुम्बक, जो लोहे को र्भांघ उसे कर्षक, जो लोहे को एकदम गला दे उसे द्रावक, और जो टूटने पर रोम ऐसा सफाई हो जाय, उसे रोमकान्त कहते हैं।

लोहे के जंग को लोहकिट्ट (iron rust) कहते हैं।

वंग (tin) दो प्रकार का होता है—खुरक और मिश्रक।

इसमें से खुरक (white tin) उत्तम है। यह सफेद, मृदु, निःशब्द और स्निग्ध होता है, दूसरा मिश्रक (grey tin) श्यामशुभ्रक वर्ण का है।

सीसे के सम्बन्ध में ग्रंथकार का कथन है कि यह शीघ्र जलना है, बहुत भारी होता है, छेदन करने पर (fracture) काले उज्ज्वल रंग का होता है, यह दुर्गन्धयुक्त और बाहर से काले रंग का होता है।

पीतल दो प्रकार की होती है—रीतिका और काकतुण्डी। रीतिका वह है जो गरम करके खटाई (काँची) में छोड़ी जाय तो ताम्र रंग की हो जाय; और ऐसा करने पर जो काली पड़ जाय, वह काकतुण्डी है।

आठ भाग ताँवा और दो भाग वंग (tin) साथ साथ गलाने से काँसा बनता है।

वर्तुत्तोड़ पाँच धातुओं के मिश्रण से बनता है—ताँसा, ताँवा, पीतल, लोहा और सीसा।

धातुओं और रसों के सम्बन्ध में अब तक हमने जो लिखा है, वह रसख-

समुच्चय के आधार पर। पर इस ग्रंथ से पूर्व भी अनेक ग्रंथ थे, जिनमें लगभग इसी प्रकार के अनुभव दिए गए हैं। इस सम्बन्ध में नागार्जुन का 'रसरत्नाकर' नामक ग्रंथ भी बड़े महत्त्व का है। यह महायान सम्प्रदाय का एक तंत्रग्रंथ है। इस ग्रंथ में शालिवाहन, नागार्जुन, रत्नघोष और मांडव्य के बीच का संवाद दिया है और संवाद द्वारा रासायनिक विषय स्पष्ट किए गए हैं। महाराज नेपाल के पुस्तकालय में छठी शताब्दी की नकल की हुई एक तंत्र पुस्तक 'कुब्जिकामत' है। यह भी उस सम्प्रदाय का एक तंत्र-ग्रंथ है जो महायान का समकालीन है।

तंत्र-मंत्र के काल में रसायन-विद्या का विशेष प्रचार हुआ। इस विद्या में निपुण व्यक्तियों को मंत्रवज्राचार्य्य कहा जाता है। यह युग प्रसंग और धर्मकीर्ति के समय के मध्य में चला। छठी शताब्दी से १२वीं शताब्दी तक तंत्र-सिद्धान्तों का विशेष प्रचार रहा। उदण्डपुर और विक्रमशिला के मठों के विध्वंस के बाद बौद्धों का इस देश में पतन हुआ, बौद्ध छिन्न-भिन्न हो गए। उनके तंत्र-ग्रंथ कालान्तर में हिन्दू-तंत्र-ग्रंथों में समाविष्ट भी कर लिए गए। मौलिक बौद्ध ग्रंथों के संवाद तारा, प्रज्ञापारमिता और बुद्ध के बीच में थे; और बाद के ग्रंथों में ये ही संवाद शिव और पार्वती के मुख से कहलाए जाने लगे।

माधव का रसार्णव पारद के सम्बन्ध में एक मुख्य ग्रंथ है। यह ग्रंथ १२वीं शताब्दी का है। माधव का एक ग्रंथ "रस-हृदय" भी है। रसरत्न-समुच्चय, जिसके उद्धरण हमने ऊपर दिए हैं, १३वीं या १४वीं शताब्दी की रचना है। इस पुस्तक में सोमदेव नामक ग्रंथकार का उल्लेख आता है। इसकी एक पुस्तक रसेन्द्रचूड़ामणि भी है। यह ग्रंथ रसरत्नसमुच्चय से बहुत मिलता-जुलता है। यह रचना १२-१३वीं शताब्दी की है। इस ग्रंथ में यह उल्लेख है कि नन्दिन नामक कलाकार ने ऊर्ध्वपातन यंत्र (sublimation apparatus) और कोष्ठिकायंत्र (चित्र १) का निर्माण किया।

रसरत्नसमुच्चय ग्रंथ में २७ रसायनज्ञों का उल्लेख आता है।

आगम, चन्द्रसेन, लंकेश, विशारद, कपाली, मत्त, मांडव्य, भास्कर, शूरसेनक, रत्नघोष, शंभु, सात्विक, नरवाहन, इन्द्रद, गोमुख, कम्बलि, व्याडि, नागार्जुन, सुरानन्द, नागवोधि, यशोधन, खंड, कापालिक, ब्रह्मा,

गोविन्द, लमपक, और हरि। रसरत्नसमुच्चय के रचयिता वाग्भट्ट का पिता सिंहगुप्त भी प्रसिद्ध चिकित्सक था। ऊपर २७ व्यक्तियों के जो नाम दिए हैं, उनमें एक व्यक्ति यशोधर है। सम्भवतः इसका शुद्ध पाठ यशोधर है। यशोधर का एक ग्रंथ रसप्रकाश-सुधाकर मिलता है। यह ग्रंथ रसकल्पसंग्रह से मिलता-जुलता है। ऐसा प्रतीत होता है कि रसरत्नसमुच्चय कोई मौलिक ग्रंथ नहीं है। यह रसार्णव एवं सोमदेव और यशोधर के अन्य ग्रंथों का संग्रह-मात्र है।

यशोधर को ही जस्ता धातु बनाने की विधि का श्रेय देना चाहिए। इस विधि का उल्लेख हम ऊपर कर आए हैं। यशोधर ने अपने ग्रंथ "रसप्रकाश-सुधाकर" में साफ-साफ लिखा है कि उसने ये प्रयोग स्वयं अपने हाथ से किए, और अतः ये अनुभवसिद्ध हैं।

इसी समय का एक ग्रंथ रसकल्प है जो रसधामन्यु जीव का एक भाग है। इसमें गोविन्द, स्वच्छन्द, भैरव आदि रसायनज्ञों के नामों का उल्लेख भी है; रसकल्प में पारे मारने की विधि, मदारस, रस, उदरस, ४ प्रकार के गन्धक, अनेक प्रकार की फिटकरी (भोगाष्टी), ३ प्रकार के कागज (कागस, पुष्पकासीस और हीरकासीस), २ प्रकार के गैरिक, सोना मारने का विधि (नौसादर-चूलिकलवण, गन्धक, चित्रार्द्रभास, और सोमूख के योग से), ताम्रसत्व, और रसकसत्व (जस्ता) आदि का उल्लेख है।

विष्णुदेव-विरचित एक और ग्रंथ रसराजलक्ष्मी है। इसमें इनसे पूर्व-वर्ती तंत्रों और रसायनज्ञों का उल्लेख किया है, और इस दृष्टि से इस ग्रंथ का ऐतिहासिक महत्व है।

विष्णुदेव ने निम्न आचार्यों और ग्रंथों के प्रति कुलवत्ता प्रदर्शित की है—रसार्णव, काकचण्डीश्वर, नागार्जुन, व्याडि, स्वच्छन्द, दामोदर, वासुदेव, भगवद् गोविन्द, चरक, सुश्रुत, हार्गत, वाग्भट्ट, आदि। ये सब तेरहवीं शताब्दी तक के आचार्य हैं।

संवत् १५५७ आश्विन कृष्ण ५ सोमवार को मथुरा के रसज्ञ-मालिका ग्रंथ पूर्ण किया। इस ग्रंथ में पहले पहल अफीम का उल्लेख आता है।

लगभग इसी समय का एक ग्रन्थ पार्वतीपुत्र विष्णुनाथ-विरचित रस-रत्नाकर है। इस ग्रन्थ में शिव-विरचित रसार्णव, रसमंगल-सौम्यता, नागार्जुन, चर्पटिसिद्धि, वाग्भट्ट और सुश्रुत का उल्लेख है।

नित्यनाथ के इस ग्रन्थ के अनन्तर रसेन्द्रचिन्तामणि का उल्लेख किया जा सकता है। इसके रचयिता कालनाथ के शिष्य दुंदुभनाथ हैं। इस ग्रन्थ में रसकर्पूर शब्द कैलोमल (calomel) के लिए प्रयुक्त हुआ है जिसका उल्लेख रसार्णव में भी है। इस ग्रन्थ में रसार्णव, नागार्जुन, गोविन्द, नित्यनाथ, सिद्धलक्ष्मीश्वर, त्रिविक्रमभट्ट और चक्रपाणि का उल्लेख है। रसेन्द्रचिन्तामणि कब लिखा गया यह कहना कठिन है।

इसके बाद के एक ग्रन्थ रससार में पारे पर की जाने वाली १८ प्रक्रियाओं का उल्लेख है। इसके रचयिता गोविन्दाचार्य हैं।

शाङ्गधर संग्रह के रचयिता शाङ्गधर का एक ग्रन्थ “पद्धति” भी है जो संवत् १४२० वि० में रचा गया। शाङ्गधर संग्रह की आठमल्ल ने एक बृहद् टीका भी की।

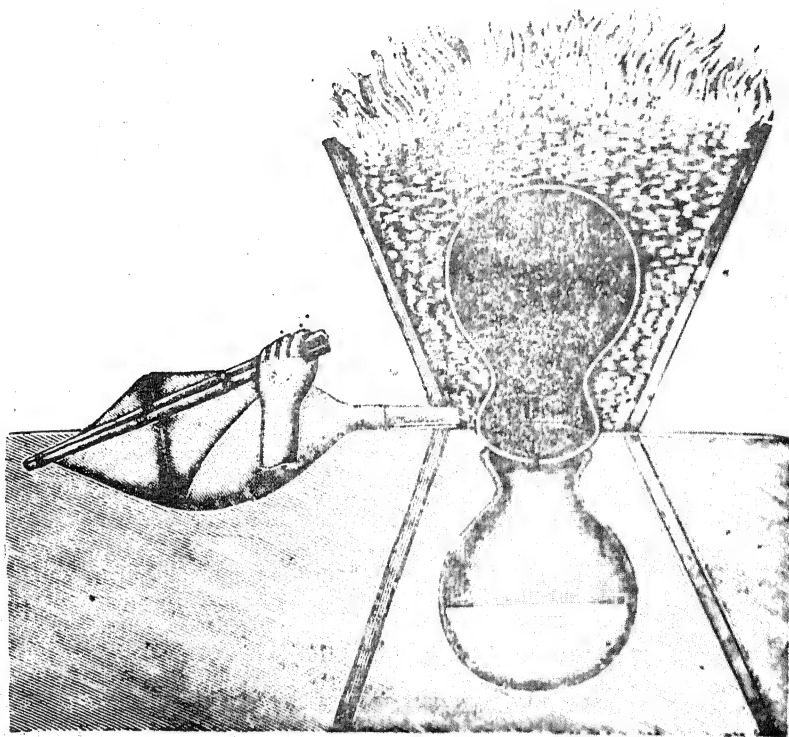
राजमंजरी, चन्द्रिका आदि तंत्र ग्रन्थ के आधार पर गोपालकृष्ण ने रसेन्द्रसारसंग्रह नामक एक ग्रन्थ लिखा। इसमें अनेक खनिज रसायनों के बनाने की विधि दी हुई है। सिन्धु चिन्तामणि और इस ग्रन्थ में बहुत स्थल समान हैं। इस ग्रन्थ का टीकाकार रामसेन कवीन्द्रमणि मीर जाफर का राजवैद्य था। यह ग्रन्थ बंगाल में बहुत प्रचलित है।

इसी समय का एक ग्रन्थ रसेन्द्रकल्पद्रुम है। यह ग्रन्थ रसार्णव, रसमंगल, रत्नाकर, रसामृत और रसरत्नसमुच्चय के आधार पर लिखा गया है। चौदहवीं शताब्दी का एक ग्रन्थ धातुरत्नमाला भी है जिसका रचयिता देवदत्त गुजरात का रहनेवाला था।

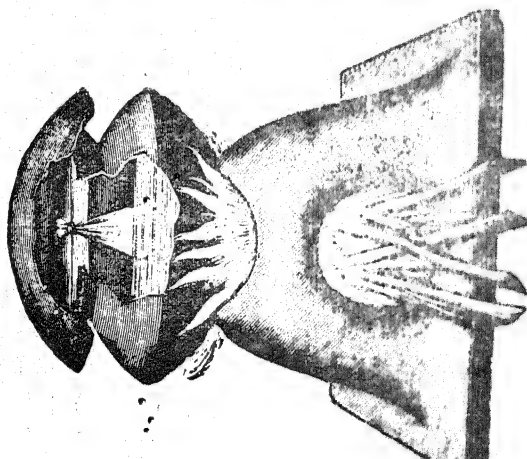
अब हम आधुनिक काल में आते हैं। सोलहवीं शताब्दी में पुर्तगालवासी इस देश में आने लगे। इस समय “रसप्रदीप” नामक ग्रन्थ की रचना हुई।

इन ग्रन्थों में फिरंगरोग में चोपचीनी और रसकर्पूर का प्रयोग लिखा हुआ है। रस प्रदीप में शंखद्रावरस के बनाने की भी विधि दी है जो ऐसा खनिज-ऐसिड (mineral acid) है जिसमें शंख घुल जाता है, और धातुएँ भी जिसमें घुल जाती हैं। सम्भवतः यह नाइट्रिक या हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड है।

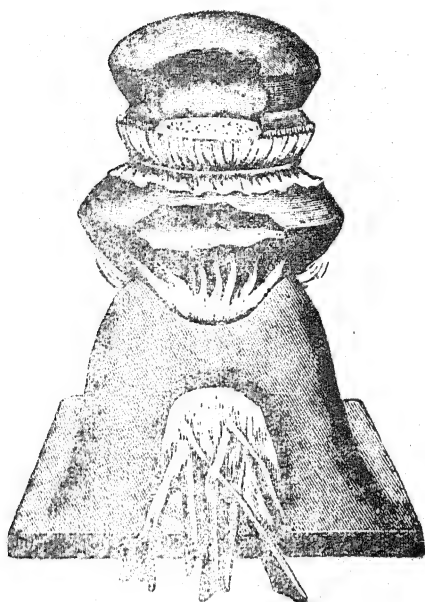
माधव की रसकौमुदी और गोविन्ददास के रसरत्नप्रदीप और भैषज्यरत्नावली में भी इस खनिजाम्ल का विवरण आता है। इसे बनाने के लिए फिटकरी (स्फटिक), नौसार (नौसादर), सुवर्चिक (शोरा) या सैवर्चल, गन्धक, टंकण (सुहागा) आदि के मिश्रण को साथ साथ गरम करते हैं, और खरण



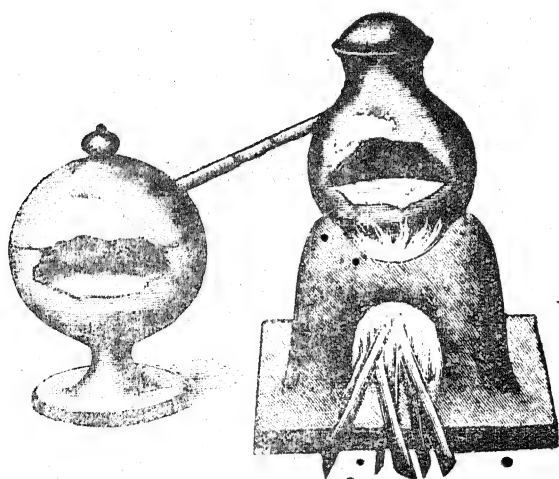
चित्र १—कोष्ठिका यंत्र (रसक से जस्ता निकालने का यंत्र)



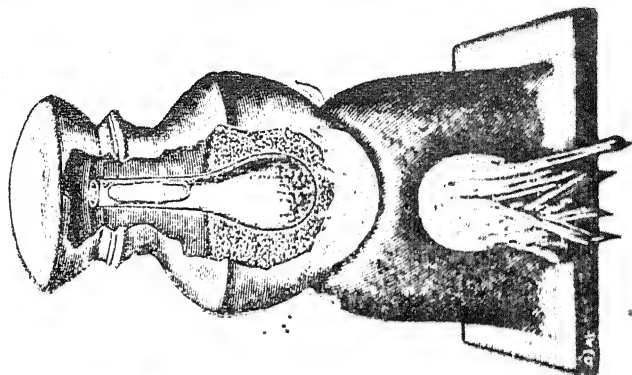
चित्र २—कोलाइड



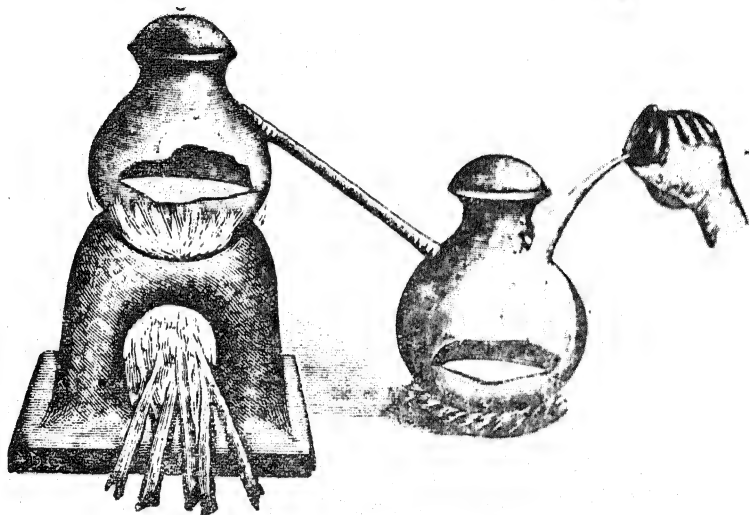
चित्र ३—स्वेदनी यंत्र



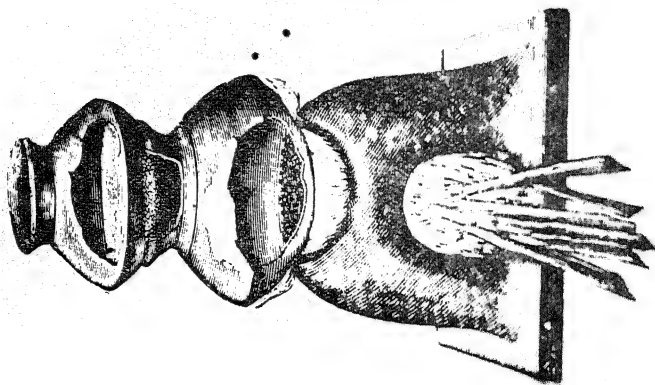
चित्र ४—ढेकी यंत्र



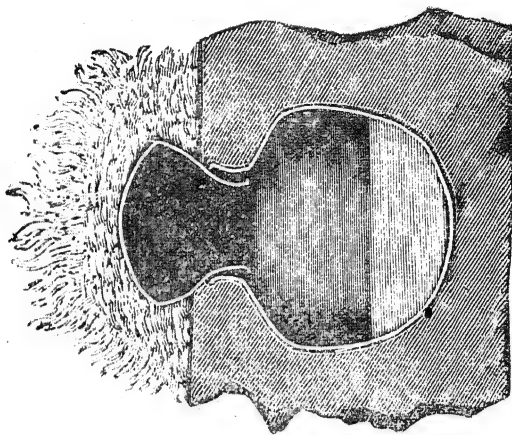
चित्र ५—वायुका यंत्र



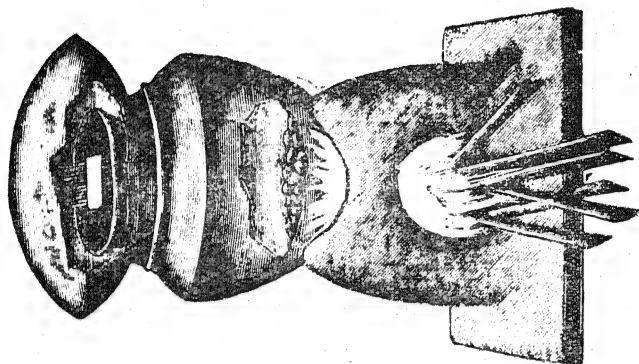
चित्र ६—तिर्यक्पातन यंत्र



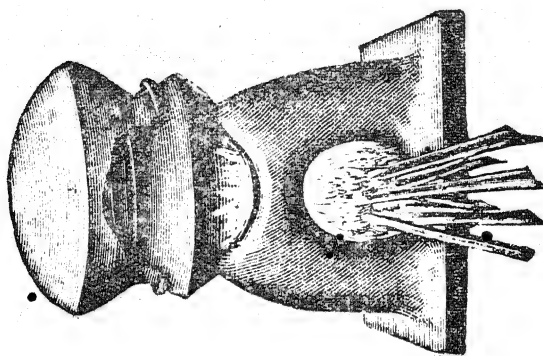
चित्र ७—विद्याधर यंत्र



चित्र ८—अधःपातना यंत्र



चित्र ९—धूप यंत्र
[स्वर्ण पत्र उड़ाने का यंत्र]



चित्र १०—पातना यंत्र

(distil) करके ऐसिड प्राप्त करते हैं। इस ऐसिड-मिश्रण का (शंखद्रावरस का) आविष्कार रस-प्रदीप के समय से (१६ वीं शताब्दी के आरम्भ से) ही हुआ। यह विशेष उल्लेखनीय है कि भावप्रकाश (जिसकी रचना रसप्रदीप के बाद की है) के रचयिता को शंखद्रावरस का ज्ञान नहीं था क्योंकि उसने कहीं इसका उल्लेख नहीं किया।

भावप्रकाश का रचयिता भावमिश्र है। यह आयुर्वेद का विस्तृत ग्रंथ है। इसमें चरक, सुश्रुत, वाग्भट्ट, हारीत, वृन्द और चक्रपाणि का उल्लेख है। इसमें रसप्रदीप, रसैन्द्र चिन्तामणि, शाङ्गधर आदि ग्रंथों के आधार पर धातु-सम्बन्धी योगों का वर्णन है। फिरंग रोग के उपचार में चापचीनी और कर्पूररस का प्रयोग इसने भी स्वीकार किया है। भावमिश्र अकबर के समय में हुआ था, और उसके ग्रंथ पर मुसलमानी प्रभाव भी स्पष्ट दीखता है।

१६ वीं शताब्दी के लगभग ही धातु-क्रिया या धातुमञ्जरी नामक एक उपयोगी ग्रंथ संग्रह हुआ। इसे रुद्रयामल-तंत्र के अन्तर्गत ही समझा जा सकता है। इसमें फिरंगों का और रुम (कुसुमगुणिनी) का उल्लेख है। अन्य ग्रंथों की अपेक्षा इस ग्रंथ में कुछ विशेष बातें हैं, अतः हम इनका उल्लेख कुछ विस्तार से करेंगे।

(१) राँगा, लोहा और ताँबा ये मुख्य धातु हैं।

(२) सभी धातुएँ चाँदी के साथ संयुक्त होकर उत्तम हो जाती हैं।

(३) सत्त्वजा धातु (जो त्रपु और ताँबा के संयोग से बनती है) मध्यम है। सीसा और त्रपु के संयोग से बनी धातु निकृष्ट है।

(४) शुल्ब (ताँबा) और खर्पर (calamine, जस्ता) के संयोग से पीतल बनती है।

(५) वंग और ताँबे के संयोग से काँसा बनता है।

(६) खर्पर और पारे के संयोग से रसक बनता है। वैसे तो रसक और खर्पर दोनों ही एक पदार्थ के नाम हैं। पर यहाँ खर्पर का अर्थ जस्ता धातु से है, और पारे के मेल से जो रसक बना वह ज़िंक-एमलगम है।

(७) कोमलाग्नि में गरम करने से सीसा (नाग) सिन्दूर (red lead) में परिणत हो जाता है। इस ग्रंथ में पहली बार “दाह-जल” (जलानेवाला पानी) शब्द आया है जो गन्धक का तेजाव (sulphuric acid) है। ताँबा इसके योग से नीलाथोथा या तूतिया (तुत्यक) देता है।

रसायन बनाने के यंत्र—वाग्भट्ट के रसरत्नसमुच्चय के ६ वें अध्याय में रासायनिक यंत्रों का उल्लेख मिलता है।

१. दोला यंत्र (चित्र २)—हाँडों या मटकी को द्रव से आधा भरते हैं। मुँह पर एक दंड (rod) रख के उसके बीच से रसपोटली बाँधकर द्रव में लटकते हैं। ऊपर से ढकने से मटकी बन्द कर देते हैं। द्रव को उबालकर स्वेदन करते हैं।

२. स्वेदनी यंत्र (चित्र ३)—उबलते पानी की हाँडी के मुँह पर कपड़ा बाँधते और उस पर पदार्थ को रखते और ऊपर से दूसरी हाँडी उलटकर रखते हैं। एक हाँडी पर दूसरी हाँडी उलटकर इस तरह रखते हैं कि एक का गला दूसरे के भीतर आ जाय। गले के जोड़ों पर मँस के दूध, चूना, कच्ची खाँड़ और लोहे के जंग का मिश्रण लेप देते हैं। यह यंत्र ऊर्ध्वपातन (sublimation) और स्ववण (distillation) दोनों का काम देता है।

४. अधःपातना यंत्र (चित्र ८)—यह यंत्र पातना यंत्र के समान है। ऊपर की हाँडी के पेंदे में पदार्थ लेप देते हैं, और कंडों से गरम करते हैं। नीचे वाली हाँडी में गानी रखते हैं। पदार्थ से निकली भापें नीचे वाले पानी में घुल जाती हैं।

५. ढेकी यंत्र (चित्र ४)—घड़े या हाँडी की गर्दन के नीचे एक छेद करके इसमें वाँस की नली लगाते हैं। नली का दूसरा सिरा काँसे के पात्र से जुड़ा रहता है। इस पात्र में पानी रहता है। काँसे का पात्र दो कटोरों से मिलकर बनता है। एक कटोरा दूसरे पर आँधा होता है। घड़े को भट्टी या चूल्हे पर गरम करते हैं।

६. बालुका यंत्र (Sand bath) (चित्र ५)—लम्बी गर्दन की काँच की कलसी (glass flask) में पारद यंत्रवाले द्रव्य रखते हैं, और इस पर कपड़े के कई लपेट चढ़ाते हैं। फिर मिट्टी ऊपर से लेपकर धूप में सुखा लेते हैं। कलसी का तीन चौथाई भाग बालू में गाड़ देते हैं। [बालू मिट्टी के चौड़े घड़े में ली जाती है।] बालूवाले घड़े को भट्टी पर रखते हैं। घड़े के मुँह पर एक और हाँडी उलटकर रख देते हैं। तब तक गरम करते हैं, जब तक ऊपर पृष्ठ पर रक्खा हुआ तिनका जल न जाय।

७. लवण यंत्र—अगर ऊपर के यंत्र में बालू की जगह नमक भरा जाय तो इसे लवणयंत्र (salt bath) कहेंगे।

८. नालिका यंत्र—ऊपर के बालुकायंत्र में काँच की कलसी के स्थान में लोहनाल ली जाय और बालू की जगह नमक लिया जाय।

९. तिर्यक्पातनयंत्र (चित्र ६)—यह आजकल के भभके के समान है। एक घड़े के पेट में लम्बी नाल (tube) लगाते हैं, और इस नाल का दूसरा सिरा दूसरे घट की कुत्ती में जुड़ा होता है। जोड़ के स्थानों में मिट्टी लेप देते हैं। दोनों घड़ों के मुँह भी मिट्टी से बन्द कर देते हैं। पहले घड़े के नीचे आग जलाते हैं, और दूसरे पर पानी डालते रहते हैं जिससे ठंडा रहे।

१०. विद्याधर यंत्र (चित्र ७)—हिंगुल (cinabar) से पारद निकालने के लिए इसका प्रयोग किया जाता है। एक हाँडी के ऊपर दूसरी हाँडी सीधी रखते हैं। ऊपर वाली हाँडी में पानी और नीचे वाली में हिंगुल रखते हैं। नीचे वाली हाँडी के नीचे आग जलाते हैं। पारा नीचे वाली से उड़कर ऊपर वाली ठंडी हाँडी के पेंदे में जमा हो जाता है।

११. मूषा (crucible)—निम्न पदार्थों की मूषा बनाने का उल्लेख है :—

पीली मिट्टी, शकर, दीमक के घरों की मिट्टी, या धान की तुपा जलने पर बची राख से मिली मिट्टी, कोयला और लीद और लोहे के जंग के मिश्रण से मूषा बनाते हैं।

रसरत्नसमुच्चय के दशम अध्याय में मूषा और उसके प्रयोगों का विस्तृत वर्णन है।

प्रश्न

- भारत में रसायन की परम्परा का संक्षिप्त इतिहास लिखिये।
- आठ महारस कौन कौन हैं? निम्न पर सूक्ष्म टिप्पणियाँ दीजिये—रसक, अभ्रक, माक्षिक, टंकण, कसीस, काँची, मयूरतुथ।
- लोह कितने प्रकार का माना जाता था? लोह किष्ट क्या है?
- कौन कौन संकर धातुयें प्राचीन समय में ज्ञात थीं? इस संबंध में पित्तल, कांसा, और वर्तुलोह का वर्णन दीजिये।
- शंखद्रावरस क्या है? इसे कैसे बनाते थे? विड किसे कहते हैं?
- रसायन में प्रयुक्त होने वाले प्राचीन यंत्रों और प्रक्रियाओं का संक्षिप्त विवरण दीजिये। मूषायें कितने प्रकार की ज्ञात थीं?

अध्याय २

आधुनिक रसायन की पृष्ठभूमि

भारतवर्ष, चीन, अरब, और मिश्र देशों में रासायनिक प्रतिक्रियायों का उपयोग अति प्राचीन काल से होता रहा है। विद्वानों का आवागमन भी इन देशों में बराबर बना रहा, और यह कहना कठिन है, कि इन प्राचीन आविष्कारों में मौलिकता का श्रेय किस देश को दिया जाय। जिस प्रकार दर्शन, कला और साहित्य के क्षेत्रों में प्रत्येक देश ने दूसरे देश से कुछ न कुछ पाया, और इनकी कुछ अपनी ओर से अभिवृद्धि की, उसी प्रकार रसायन के क्षेत्र में भी हमारे देशवासियों ने बहुत-सी मौलिक खोजें कीं, और बहुत कुछ दूसरों से सीखा। रासायनिक प्रतिक्रियाओं का मानव सभ्यता में उस दिन से आरम्भ समझना चाहिए, जब से हमने आग जलाना सीखा। ऋग्वेद का पहला अक्षर “अग्नि” है। आग और वायु का ठीक ठीक रासायनिक सम्बन्ध तो लेव्वासिये (Lavoisier) ने हमें बताया, पर यह तो सभी का अति प्राचीन काल से अनुभव रहा है, कि पंखा झलने पर अथवा हवा धौंकने पर ही अग्नि प्रदीप्त होती है।

हमारे देश की परिचित धातुयें स्वर्ण, रजत, ताम्र, सीस, थराद, बंग, पारद, और लोहा (अयस्) रही हैं, जिन्हें हम आजकल प्राकृत भाषा में सोना, चाँदी, ताँबा, सीसा, जस्ता, टिन, पारा और लोहा कहते हैं। इनके कई धातु-संकर पीतल, काँसा आदि भी ज्ञात रहे हैं। अधातु तत्वों में से कोयला, हीरा, और गन्धक इनसे ही हमारा परिचय था, क्योंकि ये शुद्ध रूप में मिलते रहे हैं। हमारे देश में रसायनशास्त्र का उपयोग चार दृष्टियों से हुआ। (१) दार्शनिक या तात्त्विक दृष्टि से, जिसके आधार पर हमने तत्त्व, द्रव्य, अणु, परमाणु, संयोग, वियोग, आदि शब्दों का अभिप्राय समझा। पंचतत्त्व—पृथिवी, जल, अग्नि, वायु और आकाश की खोज का श्रेय हमारे देश के है। प्रत्येक पदार्थ जिसके आश्रित गुण रह सकें, उसे द्रव्य कहा गया, जिससे आगे और सूक्ष्म टुकड़े न हो सकें, उसे परमाणु कहा गया। वैशेषिक के आचार्य कणाद ने द्रव्यणुक और त्रसरेणु (diatoms and triatoms) की कल्पना भी दी। (२) धातुओं के आविष्कार

के साथ धातुशास्त्र का जन्म हुआ। इस सम्बन्ध में पतञ्जलि का ग्रन्थ "लोह-शास्त्र" अति प्राचीन प्रसिद्ध है। लोह शब्द का प्रयोग समस्त धातुओं के अभिप्राय से किया गया है। धातुओं मिश्रों के लिये, आभूषणों के लिये एवं बर्तनों और अस्त्र-शस्त्रों के लिये काम आती थीं। लोहा, सीसा, ताँबा आदि धातुओं को खनिजों में से प्राप्त करने की कला इस देश में परिपुष्ट की गयी। (३) औषधियों की दृष्टि से आरोग्य प्राप्त करने के लिये अनेक भस्में तैयार की गयीं। हमारे देश के आयुर्वेद-ग्रन्थ (जिसमें चरक और सुश्रुत बहुत पुगने हैं) इन भस्मों को तैयार करने की विधियों से भरे पड़े हैं। (४) सभ्यता की दृष्टि से अन्य आवश्यक वस्तुओं को तैयार करने में सामान्यनिक विधियों का प्रयोग हुआ। जैसे दुर्ग, मकान, पुल आदि बनाने की कला में चूना, सीमेंट, पक्की ईंटों, और अनेक रंगों का आविष्कार हुआ। वस्त्रों की रंगाई के लिये प्राकृतिक रंग तैयार किये गये। सुरा का व्यापार बढ़ाया गया, अनेक विष भी तैयार किये गये और खेती में खाद का महत्त्व समझा गया।

आधुनिक रसायन का उद्भव—रसायन के आधुनिक युग का आरम्भ वैसे तो केवल तीन सौ वर्ष पुराना है। परन्तु हमारे देश के समान यूनान में डेमोक्रेटस (Democritus) ने ईसा से ४०० वर्ष पूर्व परमाणुवाद की नींव डाली, और अरस्तू (Aristotle) ने (३८४-३२२ वर्ष ई० से पू०) अपने चार तत्त्वों के आधार पर सभी द्रव्यों की सीमांका करनी चाही। यह चार तत्त्व, अथवा पंच तत्त्व का सिद्धान्त लगभग २००० वर्षों तक अखण्डित चलता रहा। पृथ्वी-तत्त्व ठंडी अवस्था और शुष्कता का प्रतीक समझा गया; जल तत्त्व ठंडक और आर्द्रता का; वायु-तत्त्व आर्द्रता और ताप का; एवं अग्नि तत्त्व शुष्कता और ताप का प्रतीक माना गया। प्लिनी के "प्राकृतिक-इतिहास" ग्रन्थ (सन् ७० ई०) में अनेक रासायनिक प्रक्रियाओं और सोडा, नर्मक, फिटकरी, कसीस, तृतिया, आदि के समान पदार्थों का उल्लेख किया गया है।

हमारे देश में 'रसायन' शब्द में 'रस' शब्द का अर्थ पारा भी रहा है, और इसके अतिरिक्त अनेक रसों और उपरसों का भी इस शब्द से अभिप्राय रहा है। मिश्र देश वालों ने "कीमिया" शब्द (Chemia, chymia) का प्रयोग आरम्भ किया, जिसके आधार पर 'कैमिस्ट्री' या 'ऐलकेमी' ये शब्द बने। इस शब्द का अर्थ 'पवित्र और दैवी कला है'। कीमियागरों का सारा

प्रयत्न सोना, चाँदी, बैजनी रंग (एक प्रकार की मछली से) और रत्न या मणि बनाने की ओर था। इन कीमियागरों के ग्रन्थों में अनेक ऐसे योग दिये हुये हैं, जिनसे हीन धातुयें चाँदी या सोने में परिणत की जाने की सम्भावना थी। इन कीमियागरों ने लगभग उन सभी रासायनिक यंत्रों का आविष्कार किया, जिनके परिष्कृत रूप आज तक प्रयोग में आते हैं। पर इनका सारा ध्येय सोना बनाना ही था।

ग्रीक और मिश्र की रसायन की अपेक्षा अरबों की रसायन अधिक व्यवहार-परक थी। उन्होंने सल्फ्यूरिक एसिड (गन्धक का तेज़ाब), नाइट्रिक एसिड (शोरे का तेज़ाब), अम्लराज (aqua regia), चाँदी के नाइट्रेट, सुहागा, और पारे के क्लोराइडों का आविष्कार किया। अरब देश का सब से प्रसिद्ध रसायनज्ञ गीबेर (Geber) था जिसका पूरा नाम, अबू मूसा जाविर इब्न हैयान था। यह सन् ७०२-७६६ के बीच में हुआ।

अरब वालों से रसायन शास्त्र का ज्ञान योरोप में पहुँचा। प्रारम्भिक काल में मैगनस (Magnus, सन् ११६३-१२८३), बेकन (Bacon, सन् १२५०), रैमंड लल्ली (Lully, सन् १२२४) आदि प्रसिद्ध कीमियागर यूरोप में हुये।

सोलहवीं शताब्दी के आरम्भ में बोहीमिया में धातुशास्त्र ने विशेष उन्नति की। खनिजों के परीक्षण पर विशेष काम हुआ। इससे विश्लेषण-रसायन की नींव पड़ी। इस सम्बन्ध में ऐग्रिकोल (Agricole) का नाम विशेष उल्लेखनीय है जिसका जीवन काल १४९४-१५५५ था। इसके बाद पैरेसेल्सस (Paracelsus) ने रसायन शास्त्र की अपने रहस्यमय ढंग पर उन्नति की। इसके बाद ही लिबोवियस (Libavious) ने द्रव स्टैनिक क्लोराइड का आविष्कार किया और “एलकीमिया” (Alchymia) नाम का एक सुन्दर ग्रन्थ लिखा। इसका काल सोलहवीं शताब्दी के अन्त में है। इसी समय वान हेलमण्ट (van Helmont) नाम का एक व्यक्ति हुआ जिसके दिए हुए “गैस” शब्द का प्रयोग हम आज तक करते हैं। उसने कार्बन डिऑक्साइड और अन्य गैसों पर विशेष काम किया। वेलेंटाइन (Basil Valentine) भी इसी समय का प्रसिद्ध रसायनज्ञ था। इसने अपने ग्रंथ में अनेक रसायनोपयोगी बातों का उल्लेख किया है। ग्लौबर (Glauber, १६०४-१६६८) का नाम ग्लौबर-लवण अर्थात् सोडियम सल्फेट के साथ अमर हो गया है।

आधुनिक विज्ञान का जन्मदाता फ्रान्सिस बेकन (Francis Bacon) माना जाता है। इसने १६२० में "नोवम ऑर्गेनम" नामक एक ग्रंथ लिखा जिसमें वैज्ञानिक शैली द्वारा सत्य के उद्घाटन की विधि का प्रतिपादन किया। अब तक वैज्ञानिक जगत् में अरस्तू के तत्त्ववाद की प्रतिष्ठा थी। बेकन ने इस पर ऐसा प्रहार किया कि फिर यह वाद अपना मिर न उठा सका। बेकन की शैली पर रॉबर्ट बॉयल (Robert Boyle) ने आधुनिक रसायन का जन्म दिया।



चित्र ११—रॉबर्ट बॉयल (१६२७-१६९१)

रॉबर्ट बॉयल (१६२७-१६९१) ने यह घोषणा की कि तत्त्व न तीन हैं, न चार, न पाँच। यह अधिक भी हो सकते हैं। उसने तत्त्व की परिभाषा दी। वे सभी पदार्थ तत्त्व हैं, जो विश्लेषण पर अपने से भिन्न सरल पदार्थ में परिणत नहीं किये जा सकते। बॉयल ने तत्त्व, मिश्रण और यौगिक के अन्तर को स्पष्ट

किया। बॉयल ने भौतिक विज्ञान में गैसों पर वह काम किया जिसके लिये वह अमर रहेगा।

आधुनिक ढंग पर रासायनिक अन्वेषण करने वाले प्रारंभिक व्यक्तियों में बॉयल के अतिरिक्त रॉबर्ट हूक (Hooke) और जान मेयो (Mayow) के नाम अमर रहेंगे। हूक (१६३५-१७०३) ने वायु-पम्प का आविष्कार किया और बॉयल के सहयोग से उसने परिश्रम करके यह सिद्ध किया कि हवा के बिना वस्तुएँ नहीं जल सकती। शोरे को भी वायु के समान माना गया। शोरे से बनी बारूद शून्य (हवा के अभाव) में भी जलती थी, ऐसा उन्होंने देखा। मेयो ने १६७४ में यह भी दिखाया कि हवा का केवल एक अंश ही ऐसा है जो वस्तुओं के जलने में साधक होता है। और यह अंश हवा में भी है, और शोरे में भी। ये लोग सत्यता के निकट पहुँच रहे थे, पर क्योंकि ये शुद्ध ऑक्सीजन बनाने में सफल नहीं हुये थे, अतः उन्हें ' फ्लोजिस्टन-वाद ' का सहारा लेना पड़ा।

फ्लोजिस्टन-युग—चीजें क्यों जलती हैं; इस संबंध में बेकर (Becher) ने फ्लोजिस्टन सिद्धान्त दिया। पर इस सिद्धान्त के विशेष प्रचार का श्रेय स्टाल (Stahl) को है। स्टाल (१६६०-१७३४) अष्टादशवीं शताब्दी के आरंभ का सबसे बड़ा रसायनज्ञ था। स्टाल का कहना था, कि प्रत्येक जल सकने वाली चीज़ में एक तत्व होता है जिसे फ्लोजिस्टन (Phlogiston) कहा गया, और पदार्थ जलते हैं, तो यह फ्लोजिस्टन मुक्त होकर बाहर निकल पड़ता है। सीसा धातु जलकर पीला चूर्ण (लिथार्ज) देती है। स्टाल के मतानुसार—

सीसा—फ्लोजिस्टन = लिथार्ज

यह लिथार्ज गरम करने पर कुछ और फ्लोजिस्टन दे डालता है जिससे लाल रंग का पदार्थ मिलता है।

लिथार्ज—फ्लोजिस्टन = " लाल सीसा "

यह फ्लोजिस्टन-वाद काफ़ी दिनों तक प्रचलित रहा पर किसी ने उस समय तौल कर यह न देखा कि सीसा जलने पर हलका हो जाता है, या भारी।

इस फ्लोजिस्टन युग में ही स्वेडेन में कार्ल विलहेल्म शीले (Scheele) का जन्म हुआ। शीले (१७४२-१७८६) ने क्लोरीन, हाइड्रोक्लोरिक एसिड,

आर्सेनिक एसिड, लैक्टिक एसिड, आर्कजेलिक एसिड और अनेक पदार्थों की खोज की। इसने हाइड्रोजन सल्फाइड, और आर्सीन गैसों की भी खोज की। शीले का समकालीन प्रीस्टले (Priestley) था जिसने गैसों की विस्तृत विवेचना की। इसने (१७३३-१८०४) न्यूमेटिक टूफ अर्थात् पानी या अन्य द्रव से भरे तसले का, जिसकी सहायता से गैसों इकट्ठी की जा सकती थीं, आविष्कार किया। इसने पहली बार शुद्धावस्था में ऑक्सीजन, नाइट्रिक ऑक्साइड, हाइड्रोजन क्लोराइड, गन्धक द्विऑक्साइड, सिलिकन क्लोराइड, अमोनिया और नाइट्रस ऑक्साइड गैसों बनायीं। इसने ऑक्सीजन की खोज की, यह रसायनशास्त्र की एक महत्वपूर्ण घटना है। पर प्रीस्टले अन्तिम समय तक फ्लॉजिस्टन-वादी बना रहा।

• लगभग इसी समय जोसेफ ब्लैक (Black, १७२८-१७६६) ने कार्बन द्विऑक्साइड, खड़िया, चूना, मेगनीसिया, कार्बोनेट, वाइकार्बोनेट आदि के संबंधों पर विशेष विवेचन किया। ब्लैक के इस कार्य ने रासायनिक संयोग और विभाजन की प्रतिक्रियाओं पर अच्छा प्रकाश डाला। इसी के कुछ समय के अनन्तर हेनरी कैवेण्डिश (Cavendish) ने पानी का विश्लेषण किया, और हाइड्रोजन गैस प्राप्त की।

रासायनिक युग में क्रान्ति—फ्रान्स की राज्यक्रान्ति के समय रासायनिक जगत् में भी क्रान्ति आरम्भ हुई। इस समय फ्रान्स में लेव्वासिये (Lavoisier) नाम का एक रसायनज्ञ हुआ, जिसने फ्लॉजिस्टनवाद को समूल विध्वंस कर दिया। यद्यपि प्रीस्टले, और कैवेण्डिश के अनुसन्धानों के आधार पर ही फ्लॉजिस्टनवाद समाप्त हो जाना चाहिये था, पर ये लोग इस वाद में इतना विश्वास रखते थे, कि अपनी खोजों ही के महत्वों को स्वयं न समझ सके। लेव्वासिये ने स्पष्ट बताया कि वस्तुओं के जलने का अर्थ ऑक्सीजन से संयुक्त होना है। “फ्लॉजिस्टन-रहित वायु” जिसे कहते थे, उसे ऑक्सीजन नाम दिया गया। धातुओं के जलने पर जो वृद्धि होती है, उसके आधार पर कुछ मसखरे रसायनज्ञों ने यहाँ तक कल्पना की थी कि फ्लॉजिस्टन का भार ‘ऋणात्मक’ होता है, अतः जलते समय जब धातु में से यह निकल जाता है, तो धातु का भार बढ़ जाता है।

धातु—फ्लॉजिस्टन (ऋणभार) = धातु के भार में वृद्धि।

यह सब कल्पनायें लेव्वासिये के सिद्धान्त के आधार पर व्यर्थ हो

गयीं। फल यह हुआ कि सन् १८०० तक फ्लोजिस्टनवाद पूर्णतः रासायनिक जगत् से विलीन हो गया।

द्रव्य का नित्यत्व—लेव्वासिये ने स्पष्ट शब्दों में यह कहा कि—“रासायनिक प्रतिक्रिया होते समय प्रतिक्रिया में भाग लेने वाले पदार्थों के भारों का पूर्ण योग स्थिर रहता है।” अभिप्राय यह है कि द्रव्य का कभी नाश नहीं होता। इस सिद्धान्त के आधार पर प्रतिक्रियाओं को रासायनिक समीकरणों द्वारा व्यक्त करने की प्रथा प्रारंभ हुई। यदि ऐसा न होता, तो रसायनशास्त्र की वह उन्नति न हो पाती जो गत डेढ़ सौ वर्षों में हुई। •

सन् १७६२ से सन् १८०८ के बीच के सोलह वर्षों में चार नये नियम स्थिर किये गये, जिन्होंने रसायनशास्त्र को परिपुष्ट किया।

१—सन् १७६६ में प्राउस्ट (Proust) ने ‘स्थिर अनुपात का नियम’ प्रतिपादित किया। एक यौगिक चाहे किसी भी विधि से क्यों न तैयार किया गया हो, इसमें संयुक्त तत्वों का अनुपात सदा एक ही रहता है। चाहे सोडियम और क्लोरीन के योग से सोडियम क्लोराइड बनावें, चाहे कॉस्टिक सोडा और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से, सोडियम क्लोराइड में सोडियम और क्लोरीन का अनुपात २३ : ३५.५ ही रहेगा।

२—सन् १८०३ में जॉन डाल्टन (Dalton) ने ‘गुणित अनुपात का नियम’ प्रतिपादित किया। यदि दो तत्व परस्पर संयुक्त होकर एक से अधिक यौगिक बनावें, और इन यौगिकों में यदि एक तत्व की मात्रा स्थिर रखी जाय, तो दूसरे तत्व की मात्राएँ सरल गुणित अनुपात में होंगी।

नाइट्रोजन के पाँच ऑक्साइड इसका अच्छा समर्थन करते हैं। इन यौगिकों में नाइट्रोजन और ऑक्सीजन की प्रतिशत मात्रा निम्न प्रकार है।

नाइट्रस नाइट्रिक नाइट्रस नाइट्रोजन नाइट्रिक
ऑक्साइड ऑक्साइड एनहाइड्राइड परीक्साइड एनहाइड्राइड

नाइट्रोजन	६३.७	४६.७	३६.६	३०.५	२५.६
ऑक्सीजन	३६.३	५३.३	६३.१	६९.५	७४.१

पर यदि इन्हीं अंकों को इस हिसाब से व्यक्त किया जाय कि सब में नाइट्रोजन १०० हो, तो ऑक्सीजन की मात्रा क्रमशः निम्न होगी—

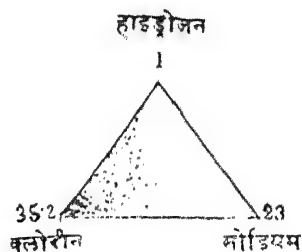
५७	११४	१७१.	२२८.	२८५	
अथवा	१	२	३	४	५

अतः १०० भाग हाइड्रोजन के साथ संयुक्त ऑक्सीजन इन यौगिकों में एक-सीधे गुणित अनुपात १ : २ : ३ : ४ : ५ में है।

३—उन् १७६२-६४ में रिक्टर (Richter) ने 'तुल्य-अनुपात का नियम' या 'व्युत्क्रम अनुपात का नियम'

प्रतिपादित किया। यदि क पदार्थ की m_1 मात्रा ख पदार्थ की m_2 मात्रा से संयुक्त होकर यौगिक क ख बनता है, और यदि क पदार्थ की m_3 मात्रा ग पदार्थ की m_4 मात्रा से संयुक्त होकर कग यौगिक बनाती है, तो खग यौगिक बनने के लिये ख की m_2 मात्रा और ग की m_4 मात्रा चाहिये, अर्थात् 'क'

की अपेक्षा से ख और ग की मात्राओं की तुलना स्थापित की जा सकती है।



चित्र १२

२३ ग्राम सोडियम १ ग्राम हाइड्रोजन से संयुक्त होकर सोडियम हाइड्राइड बनाता है।

३५.५ ग्राम क्लोरीन २ ग्राम हाइड्रोजन से संयुक्त होकर हाइड्रोक्लोरिक एसिड बनाती है।

∴ २३ ग्राम सोडियम ३५.५ ग्राम क्लोरीन से संयुक्त होकर सोडियम क्लोराइड बनावेगा।

किसी तत्त्व का वह भार जो १ इकाई भार हाइड्रोजन से संयुक्त हो सके, अथवा जो १ इकाई भार हाइड्रोजन को निकाल सके, तत्त्व का तुल्यांक भार कहलाता है।

हाइड्रोजन सबसे हलका है, अतः इसे तुल्यांकभार निकालने में आदर्श माना जाता है।

८ भाग ऑक्सीजन भार की दृष्टि से एक भाग हाइड्रोजन के तुल्य है। और ३५.४६ भाग क्लोरीन भी एक भाग हाइड्रोजन के तुल्य है। अतः कभी कभी ८ भाग ऑक्सीजन अथवा ३५.४६ भाग क्लोरीन की अपेक्षा से भी तुल्यांक-भार निकालते हैं।

४—सन् १८०८ में गे-लुसाक (Gay Lussac) ने 'गैसीय आयतनों का नियम' प्रतिपादित किया। यदि कई गैसों के बीच में रासायनिक प्रति-

क्रिया हो तो प्रतिक्रिया करने वाली गैसों के आयतनों और प्रतिक्रिया के परिणाम-स्वरूप बनी गैसों के आयतनों में सीधा अनुपात होता है।

१ आयतन ऑक्सीजन २ आयतन हाइड्रोजन के साथ २ आयतन पानी की भाप देता है।

१ आयतन क्लोरीन १ आयतन हाइड्रोजन के साथ २ आयतन हाइड्रोजन क्लोराइड गैस देता है।

१ आयतन नाइट्रोजन ३ आयतन हाइड्रोजन के साथ २ आयतन अमोनिया गैस देता है।

कणाद का परमाणुवाद—जैसा कहा जा चुका है, परमाणु की सबसे पहली कल्पना कणाद मुनि के वैशेषिक-दर्शन में आरंभ हुई। वैशेषिक-दर्शन में पृथिवी, आप, तेज, वायु, आकाश, काल, दिग् (space), मन और आत्मा ये नौ द्रव्य माने गये हैं। इनमें से पहले ५ का संबंध रसायन से है। इन पहले पाँचों में रूप, रस, गन्ध, स्पर्श, और शब्द के अतिरिक्त संख्या (number), परिमाण (dimension and measures), पृथक्त्व, संयोग, विभाग, गुरुत्व (gravity), द्रवत्व (fluidity) और स्नेह (oiliness) ये गुण माने गये हैं। साथ ही साथ कुछ कर्म माने गये हैं, जैसे उत्क्षेपण (buoyancy), अवक्षेपण (settling down), आकुंचन (contraction), प्रसारण (expansion), गमन (motion) और वेग (velocity)। संयोग (combination) और विभाग (decomposition) अथवा संश्लेषण (synthesis) और विश्लेषण (analysis) की विशेष मीमांसा की गई है।

कणाद ने तत्त्वों से साथ निम्न गुणों का संबंध माना है—

पृथिवी—स्पर्श, रूप, रस, गन्ध

आप—स्पर्श, रूप, रस, द्रवत्व, स्निग्धत्व

तेज—स्पर्श, रूप

वायु—स्पर्श

आकाश—केवल शब्द (sound)

वैशेषिक ने यह भी लिखा है कि बी, लाख, मधु आदि धातु पदार्थों में, और त्रुप (रांगा), सीसा, लोह, रजत, और सुदर्ण आदि धातुओं में अभि-संयोग से आप या जल के समान द्रवत्व (fluidity) उत्पन्न होता है।

वैशेषिक ने इस सिद्धान्त का प्रतिपादन किया है कि जो गुण कारण (cause या reactants) में होते हैं, वे कार्य (effect या resultants) में भी पाये जाते हैं। गुरुत्व एक गुण है अतः जितना गुरुत्व (weight) कारण पदार्थों (reactants) में होगा, उतना ही गुरुत्व कार्य पदार्थों (resultants) में भी होना चाहिए। इस प्रकार भार या मात्रा की अविनाशता (law of conservation) के सिद्धान्त को नीचे पतली है। इसे ही “द्रव्य का नित्यत्व” कहते हैं। द्रव्य के निरूपण के साथ साथ शक्ति (energy) का नित्यत्व भी माना जा सकता है।

वैशेषिक ने परिमाण की दृष्टि से पदार्थों के दो भेद किये हैं, अणु (micro) और महत् (macro)। वैशेषिक अणु और परमाणु में भेद नहीं करता। अणु ही सब से सूक्ष्म (ह्रस्व) है। अपने सूक्ष्म रूप में यह नित्य (indivisible) है। अणु में लंबाई, चौड़ाई, मोटाई नहीं है। यह किन्तु कि समान गोल है, अतः इसे “परिमण्डल” (spheroidal) भी कहते हैं।

वैशेषिक में निम्न शब्दों का भी प्रयोग हुआ है, जो निम्न अंगवर्णिक और भौतिक क्रियाओं को प्रकट करते हैं—

अभिघात—detonation
 नोदन—excite or initiate
 उदसन—upthrust
 विष्फोटन—explosion
 अभिसर्पण—attraction, capillary
 पतन—fall
 स्यन्दन—flow, downward
 आरोहण—rise, upward
 आपीडन—motion under pressure

विलयन—melting
 संघात—freezing
 विस्फूर्जथु—spark and thunder
 स्तनयितन—
 ज्वलन—inflammation
 अपसरण—diffusion
 उपसरण—coming close
 आवरण—super-imposition
 प्रोक्षण—rinsing

कीमियागिरी और लोहे से सोना बनाना—सुना जाता है कि पारस एक ऐसा पत्थर था, जिसके स्पर्शमात्र से लोहा स्वर्ण में परिणत हो जाता है। यह भी आवश्यक नहीं कि लोहा ही स्वर्णवने, अन्य धातुएँ भी इसके संसर्ग से स्वर्ण के समान मूल्यवान् धातुएँ बन जाती थीं। पारस पत्थर किसी को प्राप्त हुआ हो या न हुआ हो, पर इसके अस्तित्व में साधारण जनता को ही नहीं, प्रत्युत अनेक देशों के विद्वानों को भी विश्वास था।

∴ पारस पत्थर को संस्कृत में स्पर्श-मणि या स्पर्श-उपल कहा जाता है। पारस शब्द स्रष्टः 'स्पर्श' का अपभ्रंश है। अंग्रेजी में इसे तत्त्ववेत्ताओं का पत्थर—Philosopher's Stone और जर्मन भाषा में "Der Stein der Weisen" कहते हैं। पाँचवीं शताब्दी में अलकीमियों का एक प्रसिद्ध लेखक पानोपोलिस वासी जोसिमोस (Zosimos of Panopolis) था। उसने एक ऐसे रस का उल्लेख किया है, जिससे चांदी सोने में परिणत हो सकती थी। इस रस का नाम सिनीसियोस (Synesios) ने मर्क्यूरियस फिलोसोफोरम (mercurius philosophorum) रक्खा। यूनान और मिस्र देश में बहुत से लोगों ने इस प्रकार के रस पर प्रयोग किये। अरब वालों ने भी इस पारस को प्राप्त करने का कई बार यत्न किया। सन् १०६३ के लगभग पौल (Paul) नामक एक ईसाई यहूदी ने जर्मनी में यह घोषणा की कि मैंने यूनान में ताँबा से सोना बनाना सीखा है। इसके बाद से ही योरोप के अन्य देशों में भी इस बात की सदा चर्चा रहने लगी कि क्या साधारण धातुएं बहुमूल्य धातुओं में परिणत की जा सकती हैं। १३ वीं शताब्दी के तत्त्ववेत्ताओं को—जैसे विनज़ेञ्ज (Vinzenz), एलबर्टस मैगनस, रोजर बेकन, आरनेल्डुस विल्लानो वेनस, और रेमण्ड लली को—इस पारस पत्थर की विद्यमानता में पूर्ण विश्वास था। अरस्तू और अन्य यूनान एवं मिस्र के दार्शनिकों की शिक्षाओं के आधार पर ये इस बात को अवश्य मानते थे कि एक धातु दूसरी धातु में परिणत की जा सकती है। टामस एक्विनस ने अपनी शिक्षाओं द्वारा इस विचार को और भी दृढ़ कर दिया था।

रोगर बेकन (१२१४-१२६४) ने केवल यह मानता था कि थोड़े से ही पारस मणि-द्वारा लाखों गुनी भारी तुच्छ धातु मूल्यवान धातु में परिवर्तित हो जायगी, प्रत्युत उसकी यह भी धारणा थी कि इसके स्पर्श से मनुष्य की जीवन-आयु भी बढ़ सकती है। रेमण्ड लली ने (१२३५-१३१५) तो सबसे अधिक निश्चयात्मक शब्दों में यह घोषणा की थी कि 'यदि समुद्र पारे के होते तो मैं उन सब को सोने का बना देता।' केवल सोना ही नहीं, वह तो तुच्छ धातुओं को भी बहुमूल्य रत्नों में परिणत कर सकने का गर्व करता था। वह इन्हीं विधियों द्वारा मनुष्य को पूर्ण स्वस्थ और अमर जीवन वाला भी बना देना चाहता था।

चौदहवीं और पन्द्रहवीं शताब्दी में भी कुछ लोग ऐसे थे जिनके विषयमें यह अनुमान किया जाता था कि उनको पारसमणि प्राप्त है (जैसे निको-

लस फ्लेमल, आइज़ाक होल्लमंडस, काउएट बर्नाडी, और गर जार्ज (गिने) । इन अलकीमियों को राज्य का भी आश्रय बहुत मिला था, क्योंकि यदि उनकी विद्या सत्य और समर्थ हो सके तो राजाओं के कोप में धन की कभी कमी न रहेगी । पर सम्भवतः इन आश्रयदाताओं को इन रसायनज्ञों से कभी सन्तोष न हुआ क्योंकि वे कभी असली सोना न बना सके और इनके छल कपट के लिए अनेक बार अति कठोर दण्ड रूप पुरस्कार दिये गये । अतुर्थ हेनरी ने तो इंग्लैण्ड में इस प्रकार के कार्य के विरुद्ध राज्य-नियम ही बना दिया था, पर छोटे हेनरी ने फिर इन्हें प्रोत्साहन दिया और फलतः सिक्कों में जाली या कपटी धातुओं का प्रयोग बिधड़क होने लगा । फ्रान्स के सातवें चार्ल्स को भी ली-कोर (Le Cor) नामक रसायनज्ञ ने कृत्रिम धातु बनाने का लोभ दिलाया । इस समय चार्ल्स का इंग्लैण्ड से युद्ध हो रहा था, और उसे धन की आवश्यकता भी थी । पर रसायनज्ञ की सेवाओं का फल यह हुआ कि नकली धातुओं के कारण उसके देश पर ऋण और भी बढ़ गया ।

सोलहवीं शताब्दी के आरम्भ में रसायन विद्या ने अधिक नियमित रूप में उन्नति करनी आरम्भ की । जर्मनी के बेमिल फ्लैएटाइन ने “प्राचीन तत्त्ववेत्ताओं के अति प्रसिद्ध पत्थर” (Von dem grossen Stein der Uralten Weisen) नाम की एक पुस्तक भी लिखी जिस में उसने धातुविद्या का उल्लेख किया ।

क्या बात है जिससे लोग इस बात के प्रयत्न में लगे रहे, कि तुच्छ धातुओं को मूल्यवान धातुओं में परिणत कर देना चाहिए ? मिश्र आदि देशों में तत्त्ववेत्ताओं ने इस शिक्षा का प्रचार किया था कि सभी धातुएं कई पदार्थों से मिलकर बनी हुई हैं । इन पदार्थों को भिन्न-भिन्न अनुपातों में मिलाने से अनेक धातु बन सकती हैं । यदि तुच्छ धातु में से किसी पदार्थ का कुछ अंश निकाल लिया जाय अथवा यदि कोई अन्य पदार्थ मिला दिया जाय तो मूल्यवान धातु बन सकती है । जब कभी किसी पदार्थ के संयोग से धातु के रंग में परिवर्तन हुआ, तो लोग समझने लगते थे कि नयी धातु बन रही है । यदि किसी पदार्थ में सुनहरा रङ्ग आ गया तो बस वे यह समझने लगे कि अब सोना बन जाने में देर ही क्या है । वस्तुतः प्रत्येक सुनहरी चीज़ सोना नहीं है और न प्रत्येक रुपहली चीज़ चाँदी ही है । यदि किसी धातु पर सुनहरा रङ्ग चढ़ा दिया जाय तो वह सोना नहीं हो जायगी । पर एलेक्ज़े-ण्ड्रिया के मध्यकालीन रसायनज्ञ रङ्ग-परिवर्तन को ही धातु-परिवर्तन समझने

लगे। अरस्तू और अफलातून दोनों ही तत्त्वों के परिवर्तन में विश्वास रखते थे और उनकी शिक्षाओं का मिश्र में बड़ा सम्मान था।

एलबर्टस मैगनस की धारणा थी कि धातु तीन चीजों से मिलकर बनती है, संख्या, गन्धक और पानी। पर आर्नेलस विल्लानोवेनस और लल्लसका विचार था कि प्रत्येक धातु में गन्धक और पारा होता है। गेबेर के नाम से जो लेख मिलते हैं, उन में भी यही धारणा पुष्ट की गयी है कि भिन्न-भिन्न मात्राओं में भिन्न-भिन्न शुद्धता का गन्धक और पारा मिला देने से ही पृथक्-पृथक् धातुएँ बन सकती हैं।

इन धातुओं में ज्यों-ज्यों पारे की मात्रा और शुद्धता बढ़ती जायगी, त्यों-त्यों तुच्छ धातु मूल्यवान् होती जायगी। गेबेर ने इसमें सफलता प्राप्त करने के लिए भस्मीकरण, ऊर्ध्वपातन, सावण, विलयन, अवक्षेपण, मणिभीकरण आदि विधियों को जन्म दिया। धातुओं में पारे की विद्यमानता के कारण चमक, घनवर्धनीयता, द्रवणता, आदि धात्विक गुण होते हैं, और गन्धक होने के कारण बहुत सी धातुएँ आग में रखने पर भस्म हो जाती हैं। अति मूल्यवान् धातुओं पर (जैसे सोने पर) आग का प्रभाव नहीं होता, अतः यह माना गया कि इसमें गन्धक नहीं है और यह शुद्ध पारा है। पर जैसा पारा मिलता है, वह द्रव है और आग पर रखने से उड़ जाता है, अतः यह भी माना गया कि यह शुद्ध पारा नहीं है, इसमें थोड़ा सा गन्धक मिला हुआ है, जिसके कारण इस पर आग का प्रभाव पड़ता है।

पन्द्रहवीं शताब्दी में आइज़ाक होल्लेण्डस ने यह कल्पना प्रस्तुत की कि धातु में पारा और गन्धक के अतिरिक्त एक तीसरी चीज़ 'लवण' भी होती है। पारा धातु-गुणों का कारण है, गन्धक अग्नि के संयोग से भस्म होने का और नमक ठोसपन का और अग्नि के प्रभाव के प्रतिरोधक होने का।

अस्तु, कुछ हो, इन सिद्धान्तों के कारण लोगों का विश्वास यह अवश्य था कि यदि पारा, गन्धक, लवणादि के अनुपातों को बश में कर लिया जाय तो तुच्छ धातुओं से बहुमूल्य धातुएँ बनाई जा सकती हैं। लल्ली (Lully.) के "टेस्टामेण्टम नोविस्सिमम" 'Testamentum Novissimum' में यहाँ तक उल्लेख है कि 'इस पारस ओषधि की एक छोटी सी मात्रा मटर के दाने के बराबर लो। इसे एक सहस्र औंस पारे पर डाल दो, तो यह लाल चूर्ण में परिणत हो जायगा। इस लाल चूर्ण का एक औंस लेकर १००० औंस पारे में फिर मिला दो, तो फिर सब का सब पारा लाल चूर्ण में परिवर्तित हो जाएगा।

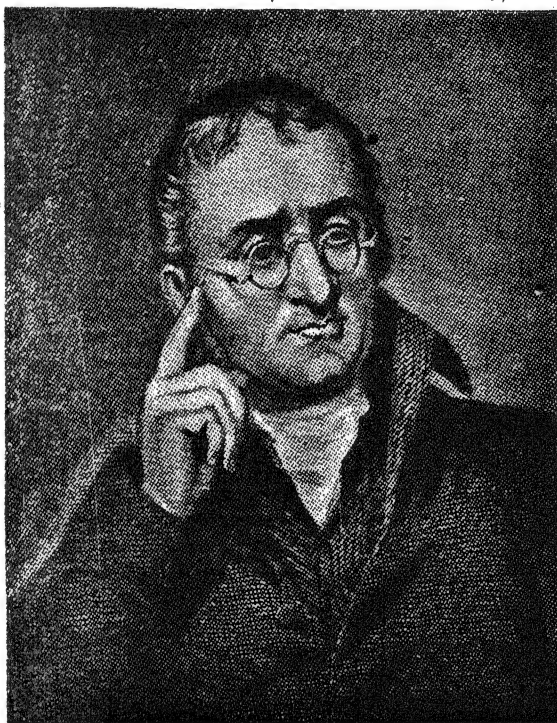
इसका फिर एक औंस लेकर १००० औंस पारे पर डालो। अब जो लाल श्लेष मिले उसका एक औंस लेकर फिर १००० औंस पारे में मिलाओ। फिर जो लाल पदार्थ मिले उसके एक औंस को फिर १००० औंस पारे में मिलाओ। इस अन्तिम बार की प्रक्रिया में जो लाल रंग विद्यमान होता उसके एक औंस को १००० औंस पारे से मिलाने पर ऐसा सोना बन सकता है, जैसा कि खानों के अन्दर भी न पाया जाता हो। कुछ ऐसे वैज्ञानिकों केवल कल्पनायें ही रह गयीं। अलकीमियों के ये स्वप्न कभी सने न हुए। उनके इन प्रयोगों ने रसायन शास्त्र को प्रोत्साहन तो अवश्य दिया, पर जोड़े या पारे से सच्चा सोना कभी न बन सका।

पाश्चात्य रसायनज्ञों ने तत्त्व (Elements) शब्द का प्रयोग तो बहुत प्राचीन काल से किया, पर तत्त्व की ठीक ठीक परिभाषा करने में कभी न दी। वह तो केवल दार्शनिक युग था जब पृथिवी, जल, वायु और अग्नि को मौलिक पदार्थ माना जाता था, पर हम तत्त्ववाद ने रसायनज्ञों को गढ़ावता न की। इसके अनन्तर अन्य अनेक तत्त्वों की आत्मा खोजी प्रतीत हुई, जैसे धातुओं को पारा, गन्धक, नमक, जल, संख्या आदि से मिलाकर बना हुआ माना गया। रॉबर्ट बॉयल (१६६१) ने अपनी पुस्तक 'The Sceptical Chymist' में अरस्तू और अलकीमियों के तत्त्वों का खंडन किया। उसने यह धारणा प्रस्तुत की कि यौगिक पदार्थों के उन अंशों का नाम तत्त्व है जो यौगिक में से पृथक् भी किये जा सकते हैं और जिनका पुनः विभाग करने से कोई अन्य भिन्न अंश न प्राप्त हो। रसायनज्ञों ने इस परिभाषा के आधार पर यौगिकों का विभाजन आरम्भ किया, और अनेक तत्त्व प्राप्त किये। लैपलास, प्रोस्टले, कैवेण्डिश, शीले, आदि ने तरह-तरह की गैसों तैयार कीं और बाद को डाल्टन, गेलूजक, डूलङ्ग-पेट्रीट, एवेगैड्रो, बर्जलियस आदि ने परमाणुवाद की नींव डाली। अब रसायनज्ञों को यह विश्वास होने लगा कि एक तत्त्व किसी भी दूसरे तत्त्व में रासायनिक विधिद्वारा परिणत नहीं किया जा सकता। लोहा, चाँदी, पारा, ताँबा और सोना ये सब तत्त्व हैं, ये किन्हीं दो भिन्न पदार्थों के संयोग से मिल कर बने हुए नहीं हैं। अतः किसी भी विधि से यह संभव नहीं है कि लोहा, पारा या ताँबा बदल कर सोना हो जाय। ऐसा पारम-माणु सोना असंभव है जिसके स्पर्श-मात्र से एक तत्त्व दूसरा तत्त्व बन जाय। अलकीमियों ने जिन रसों के प्रयोग से धातुओं के रंगों में परिवर्तन किया था, उनसे तत्त्व कभी परिवर्तित नहीं हुए, केवल नये यौगिक ही बने। हम यह निश्चयपूर्वक

कह सकते हैं कि अलकमिया लोग कभी लोहे से सोना नहीं बना पाये। १८ वीं और १९ वीं शताब्दी के रसायनज्ञों ने अपने मस्तिष्क से इस सनक को निकाल दिया कि वे एक तत्व को दूसरे तत्व में परिणत करने का प्रयत्न करें। भिन्न भिन्न तत्वों के संयोग से तरह-तरह के यौगिक बनाना रसायनज्ञों का ध्येय बन गया।

वर्तमान तत्त्व

और परमाणु-
भार - अठारहवीं
शताब्दी के आरम्भ
में ही डाल्टन,
मेन्डेलीव और कैनि-
जोरो ने आधु-
निक वैज्ञानिक
परमाणुवाद की
नींव डाली। विज्ञान
ने पहले ही तत्वों
की परिभाषा दी थी,
पर वह यह निश्चित
नहीं कर सका कि
तत्व कितने हैं।
तत्वों के सूक्ष्मतम
कणों का नाम
परमाणु रखा



गया। परमाणु

चित्र १३-जान डाल्टन (१७६६-१८४४)

और अणु का भेद आरम्भ में तो ठीक ठीक समझा न जा सका, पर बाद को यह स्पष्ट हो गया कि तत्व या यौगिकों के वे सूक्ष्मतम कण जो स्वतन्त्र रूप में रह सकते हैं, और जिनमें इन तत्वों या यौगिकों के गुण पाये जाते हैं, “अणु” (Molecules) कहलाते हैं। अणुओं के विभाजन पर परमाणु मिलते हैं। यह विशेष परिस्थितियों को छोड़ कर कभी मुक्त अवस्था में नहीं मिलते, सदा संयुक्त अवस्था में अणुओं के रूप में ही पाये जाते हैं। परमाणुओं की अपेक्षा से ही रासायनिक प्रतिक्रियायें व्यक्त की

परमाणु- संख्या	तत्त्व	संकेत	तत्त्व (हिन्दी)	संकेत	वि० प० का नाम	संकेत	परमाणुभार	समस्थानिक
१३	Aluminium	Al	एल्यूमीनियम	ऐ	स्कटम	स्क	२६.९७	२७
५१	Antimony	Sb	ऐसिटमनी, स्टीबियम	स्ट	आंजिनम्	आ	१२१.७६	१२१, १२३
१८	Argon.	A	आर्गन	आ	आलसीम्	ल	३९.९८८	४०, ३६, ३८
३३	Arsenic	As	आर्सेनिक	अ	संक्षीणम्	क्ष	७४.९१	७५
५६	Barium	Ba	बेरियम	बे	भारम्	भ	१३७.३६	१३८, १३७, १३६, १३५, १३४, १३३, १३२
४	Beryllium	Be	बेरीलियम	ब	बेरीलम्	वे	९.०१	९, ८
८३	Bismuth	Bi	बिसमथ	बि	विशद	वि	२०९.००	२०९
५	Boron	B	बोरन	बो	टंकम्	टं	१०.८२	११, १०
३५	Bromine	Br	ब्रोमीन	ब्र	अरुणिन्	रु	७९.९१	७९, ८१
४८	Cadmium	Cd	कैडमियम	का	संस्तम्	सं	११२.४१	११६, ११५, ११४, ११३, ११२, १११, ११०, १०९, १०८
५५	Caesium	Cs	सीज़ियम	सी	व्योमम्	वो	१३२.९१	१३३
२०	Calcium	Ca	कैल्सियम	कै	खटिकम्	ख	४०.०८	४०, ४४, ४२, ४८, ४६, ४६
६	Carbon	C	कार्बन	क	कर्बन	क	१२.०१	१२, १३
५८	Cerium	Ce	सीरियम	स	सृजकम्	सृ	१४०.१३	१४०, १४२, १४३, १४६, १४८
१७	Chlorine	Cl	क्लोरीन	क्ल	हरिन्	ह	३५.४५७	३५, ३७

२४	Chromium	Cr	क्रोमियम	क्र	को	रा	५२, ५३, ५०, ५४
२७	Cobalt	Co	कोबल्ट	को	—	५०, ०१	५०, ५३
४१	Columbium	Cb	कोलुम्बियम	कू	—	५०, ०१	—
२८	Copper	Cu	कौपर, ताँबा, ताम्र	ता	ता	६३, ५७	६३, ६५
६६	Dysprosium	Dy	डिस्प्रोसियम	ड	दा	१६४, ४६	१६४, १६२, १६३, १६१
६८	Erbium	Er	एरबियम	ए	ए	१६७, २	१६६, १६८, १६७, १७०
६३	Europium	Eu	यूरोपियम	यू	यू	१५०, ०	१५३, १५१
९	Fluorine	F	फ्लोरीन	फ	लविन	१९, ००	१९
६४	Gadolinium	Gd	गैडोलीनियम	गा	गद्वलनम्	१५६, ०	१५६, १५८, १५५, १५७, १६०
३१	Gallium	Ga	गैलियम	गै	गालम्	६९, ७२	६९, ७१
३२	Germanium	Ge	जर्मेनियम	ज	जर्मनम्	७२, ६	७४, ७२, ७०, ७३, ७६
७९	Gold	Au	गोल्ड, सोना, स्वर्ण	स्व	स्वर्णम्	१९७, ०	१९७
७२	Hafnium	Hf	हैफनियम	हे	हेफनम्	१७८, ६	१८०, १७८, १७७, १७९, १७६, १७४
२	Helium	He	हैलियम	ही	हिमजन	४, ००३	४
६७	Holmium	Ho	हौलमियम	हौ	हौलमम्	१६४, ०४	१६५
१	Hydrogen	H	हाइड्रोजन	ह	उदजन	१, ००८१	१, २, ३
४९	Indium	In	इण्डियम	डि	नीलम्	११४, ७६	११५, ११३
५३	Iodine	I	आयोडिन	इ	नैलिव	१२६, ९२	१२७

परमाणु- संख्या	तत्त्व	संकेत	तत्त्व (हिन्दी)	संकेत	वि० प० का नाम	संकेत	परमाणुभार	समस्थानिक
७७	Iridium	Ir	इरीडियम	री	इरिडम	इ	१९३.१	१९३, १९१
२६	Iron	Fe	आयरन, लोहा	लो	लोहम	लो	५५.८५	५६, ५४, ५७, ५८
३६	Krypton	Kr	क्रिप्टन	क्र	गुप्तम	गु	८३.७	८४, ८६, ८२, ८३, ८०, ७८
५७	Lanthanum	La	लैन्थेनम	लै	लीनम	ली	१३८.९२	१३९
८२	Lead	Pb	सीसा, लेड	सी	सीसम	सी	२०७.२१	२०८, २०६, २०७ आदि
३	Lithium	Li	लीथियम	ली	शोणम	शो	६.९४	७, ६
७१	Lutecium	Lu	लुटेसियम	लु	लुटेसम	लु	१७४.९९	१७५
१२	Magnesium	Mg	मैगनीसियम	म	मगनीसम	म	२४.३०	२४, २५, २६
२५	Manganese	Mn	मैंगनीज	मा	मैंगनीज	मां	५४.९३	५५
४९	Masurium	Ma	मैसुरियम	मे	मैसुरम	मै	—	—
८०	Mercury	Hg	मरकरी, पारा, पारद	पा	पारद	पा	२००.६१	२०२, २००, १९९, २०१, १९८ आदि
४२	Molybdenum	Ma	मॉलिवडैनिम	मो	सुनगम	मु	९५.९५	९८, ९६, ९५, ९३, ९४, ९३, १००
६०	Neodymium	Nd	नीओडैमियम	नो	नौलीनम	नौ	१४४.२७	१४३, १४४, १४६, १४८ आदि
१०	Neon	Ne	नीऑन, नीओन	नो	नूतनम	नू	२०.१८३	२०, २२, २१
२८	Nickel	Ni	निकेल	नि	नकलम	न	५८.६९	५८, ६०, ६८ (६१), ६६
७	Nitrogen	N	नाइट्रोजन	न	नोपन्न	नो	१४.००८	१४, १५

परमाणु संख्या	तत्व	संकेत	तत्त्व (हिन्दी)	संकेत	वि० प० का नाम	संकेत	परमाणुभार	समस्थानिक
३८	Strontium	Sr	स्ट्रॉशियम	स्ट्र	स्त्रशम्	स्त	८७.६३	८८, ८६, ८७, ८८
१६	Sulphur	S	गन्धक, सल्फर	ग	गन्धक	ग	३२.०६	३२, ३४, ३६
७३	Tantalum	Ta	टैण्डलम	टै	तन्तालम्	त	१८०.८८	१८१
५२	Tellurium	Te	टेलूरियम	टे	थलम्	थ	१२७.६१	१३०, १२८, १२६, १२५ आदि
६५	Terbium	Tb	टरबियम	ट	टेस्वम	टे	१५९.२	१५९
८१	Thallium	Tl	थैलियम	थे	थैलम्	थे	२०४.३९	२०३, २०५
९०	Thorium	Th	थोरियम	थो	थोरम्	थो	२३२.१०	अनेक
६९	Thulium	Tm	थूलियम	थू	थूलम्	थू	१६९.०६	१६९
५०	Tin	Sn	टिन, वंग, राँगा	टि	वंगम्	व	११८.७१	१२०, ११८, ११६, ११५, ११४, ११३, ११२
२२	Titanium	Ti	टाइटैनियम	टा	टिटेनम्	टि	४७.९	४८, ४६, ४७, ४५, ४०
७४	Tungsten	W	टंगस्टन, तुल्काम	वु	वुल्कामम्	वु	१८३.९२	१८६, १८६, १८८, १८३, १८०
९२	Uranium	U	यूरेनियम	यू	यूनाकम्	यू	२३८.०७	२३८, २३६
२३	Vanadium	V	वैनेडियम	वे	वलदम्	व	५०.९५	५१
५४	Xenon	Xe	ज़ोनन	जी	अन्यजन	अ	१३१.३	१२९, १३२, १३१ आदि
७०	Ytterbium	Yb	यिटरबियम	यि	योजिवम्	यी	१७३.०४	१७६, १७८, १७३ आदि
३९	Yttrium	Y	यिट्रियम	यी	यित्रम्	य	८८.९०	८९
३०	Zinc	Zn	ज़िंक, यशद, जस्ता,	य	दस्तम्	द	६५.३८	६६, ६६, ६८, ६७, ७०
४०	Zirconium	Zr	ज़रकोनियम	ज़ि	जिरकनम्	जि	९१.२२	९०, ९२, ९४, ९१, ९६

जाती हैं। एक तत्व के सब परमाणु एक ही प्रकार के होते हैं। पर भिन्न-भिन्न तत्वों के परमाणु परस्पर भिन्न होते हैं। यह विभिन्नता लगभग सभी रासायनिक और भौतिक गुणों में पाई जाती है, प्रत्येक तत्व के परमाणु का परमाणुभार (atomic weight) भी अलग अलग है। प्रत्येक तत्व की एक निजी क्रम संख्या है जिसे “परमाणु-संख्या” (atomic number) कहते हैं। पीछे दी सारणी में तत्वों के नाम, संकेत, परमाणुसंख्या और परमाणुभार दिये गये हैं। साथ ही साथ “विज्ञान परिषद् प्रयोग” ने तत्वों के जो नाम और संकेत दिये थे, उनको भी यहाँ दिखा दिया गया है। इस पुस्तक में हम अंग्रेजी संकेतों का ही प्रयोग करेंगे। •

परमाणुभार निकालने की विधियाँ—तत्वों के परमाणुभार पीछे दी गयी सारणी में अंकित हैं। हाइड्रोजन का परमाणुभार आदर्श रूप में पहले १ मान लिया गया था, और इसकी अपेक्षा से अन्य तत्वों के परमाणुभार व्यक्त किये जाने लगे, पर बाद को यह अनुभव हुआ कि तत्वों के परमाणुभारों को ऑक्सीजन की अपेक्षा से व्यक्त करना अधिक सुविधाजनक है। अतः अब परमाणुभार के लिये ऑक्सीजन आदर्श माना जाता है। इसका परमाणुभार पूर्णतः १६.००० मान लिया गया है। इसकी अपेक्षा से हाइड्रोजन का परमाणुभार १.००८१ है।

इस सम्बन्ध में यह जानना मनोरञ्जक होगा कि डाल्टन ने १८०३ में हाइड्रोजन को १ और ऑक्सीजन को १६ माना था। हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का संबंध अनिश्चित रहा और इस आधार पर स्टॉस (Stas) ने १८६०-६१ में यह चाहा कि ऑक्सीजन को १६ निश्चित रूप से मान कर धातुओं के परमाणुभार ऑक्सीजन की अपेक्षा से व्यक्त किये जायँ। १८२५ में थॉमसन (Thomson) ने ऑक्सीजन भार को १ माना था, और वुल्लेस्टन (Wollaston) ने १८१४ में इसे १०, स्टॉस ने १६ और बर्ज़ीलियस ने १०० माना। पर अब तो सभी ऑक्सीजन का परमाणुभार १६ मानते हैं।

परमाणुभार अनेक विधियों से निकाले जाते हैं। कुछ विधियाँ संक्षेप में यहाँ दी जाती हैं—

केनीत्सारो-विधि—वाष्पशील यौगिकों का अणुभार निकाल कर उनके आधार पर तत्व के परमाणुभार को निर्धारित करने की विधि केनीत्सारो (Cannizzaro) ने दी। उदाहरणतः, कार्बन कई प्रकार के वाष्पशील

यौगिक देता है। इन यौगिकों के वाष्पघनत्व आसानी से निकाले जा सकते हैं। और अणुभार = $2 \times$ वाष्पघनत्व। अतः अणुभार आसानी से निकल आता है। प्रत्येक यौगिक में कितने प्रतिशत कार्बन है, यह भी सरलता पूर्वक निकाल सकते हैं। किसी यौगिक में कार्बन की न्यूनतम मात्रा कितनी है, इस आधार पर कार्बन के परमाणुभार की कल्पना कर सकते हैं क्योंकि किसी भी यौगिक में १ परमाणु से कम तो कार्बन हो ही नहीं सकता। नीचे दिये हुये कार्बन यौगिकों के अणुभार आदि से यह बात स्पष्ट है।

कार्बन यौगिक अणुभार तौल की दृष्टि से प्रति अणु में कार्बन अनुपात की मात्रा

कार्बन एकौक्साइड	२८	C : O :: ३ : ४	१२
कार्बन द्वि ऑक्साइड	४४	C : O :: ३ : ८	१२
मेथेन	१६	C : H :: ३ : १	१२
एथिलीन	२८	C : H :: ६ : १	$१२ \times २ = २४$
प्रोपिलीन	४२	C : H :: ६ : १	$१२ \times ३ = ३६$

क्योंकि कार्बन का कोई भी यौगिक ऐसा नहीं है जिसके अणुभार में कार्बन की मात्रा १२ से कम हो, अतः यही संभव है कि कार्बन का परमाणु भार १२ है।

ड्यूलॉ और पेट्टी (Dulong and Petit) की विधि—सन् १८१६ में इन रसायनज्ञों ने यह विचित्र बात देखी कि ठोस तत्वों के परमाणुभार और उनके आपेक्षिक तापों का गुणनफल ६०-६४ के लगभग होता है। इस गुणनफल को परमाणु-ताप कहते हैं।

$$\text{परमाणु-ताप} = \text{परमाणुभार} \times \text{आपेक्षिक ताप} = ६०-६४$$

नीचे की सारणी से यह बात कुछ स्पष्ट हो सकती है—

तत्व	परमाणुभार	आपेक्षिक ताप	परमाणु-ताप
लीथियम	६९.४	०.९४०८	६५.३
ऐल्यूमीनियम	२७.०	०.२१४३	५८.१
लोहा	५५.८५	०.१०६८	६१.२
ताँबा	६३.५७	०.०६२३	५८.८
चाँदी	१०७.८८	०.०५५६	६०.३
सोना	१९७.२	०.०३०४	६२.५
सीसा	२०७.२१	०.०३१५	६५.२

अब मान लीजिये कि हमें बिसमथ का परमाणुभार निकालना है। बिसमथ के यौगिकों का विश्लेषण करके पता चला कि इसका तुल्यांक-भार (equivalent weight) 66.67 है अतः इसका परमाणुभार इस तुल्यांक-भार को १, २, ३, ४, ५ या इसी प्रकार की किसी पूर्ण संख्या से गुणा करने पर निकलेगा, पर किस संख्या से गुणा किया जाय, यह निश्चित करना है।

ज्यूलौ और पेटी के नियम से

$$\text{परमाणुभार} = \frac{6.8}{\text{आपेक्षिक ताप}} \quad (\text{लगभग})$$

बिसमथ का आपेक्षिक ताप 0.0304 है।

$$\therefore \text{बिसमथ का परमाणुभार} = \frac{6.8}{0.0304} = 221 \text{ के लगभग}$$

परमाणु भार को तुल्यांक-भार से भाग देकर तत्त्व की संयोज्यता (Valency) निकलती है। अतः

$$\frac{\text{परमाणुभार}}{\text{तुल्यांक-भार}} = \text{बिसमथ की संयोज्यता} = \frac{221}{66.67} = 3.3$$

$$= 3 \text{ (पूर्ण संख्या में)}$$

संयोज्यतायें पूर्ण संख्या में होती हैं। अब हम इससे यह निश्चय-पूर्वक कह सकते हैं कि बिसमथ का परमाणुभार बिसमथ के तुल्यांक-भार को ३ से गुणा करने पर निकल आवेगा।

$$\text{बिसमथ का परमाणुभार} = 66.67 \times 3 = 200.01$$

यह स्मरण रखना चाहिये कि इस विधि में आपेक्षिक ताप के आधार पर संयोज्यता निश्चित करते हैं, और रासायनिक विश्लेषण की विधि से तुल्यांक-भार निकालते हैं। और फिर परमाणुभार निश्चित कर लेते हैं।

इसे हम एक और उदाहरण से स्पष्ट करेंगे। जिस समय इंडियम तत्व की खोज हुई, इसके क्लोराइड के विश्लेषण से पता चला कि इसमें इंडियम 37.2 भाग और क्लोरीन 34.86 भाग है। अतः इसका तुल्यांक-भार 37.2 हुआ। (तुल्यांक-भार वह मात्रा है जो १. भाग हाइड्रोजन, या ८ भाग ऑक्सीजन या 34.86 भाग क्लोरीन से संबन्धित हो)।

आरम्भ में यह सोचा गया कि संभवतः इंडियम की संयोज्यता २ हो। यदि ऐसा है, तो परमाणुभार $37.2 \times 2 = 74.4$ ठहरता है।

पर इंडियम का आपेक्षिक ताप 0.047 निकला, अतः

$$\text{इंडियम का परमाणु भार} = \frac{6.4}{0.057} = 112.3$$

$$\text{अतः इंडियम की संयोज्यता} = \frac{\text{इंडियम का परमाणु भार}}{\text{तुल्यांक-भार}}$$

$$= 2.97.$$

$$= 3 \quad (\text{पूर्ण संख्या})$$

$$\text{अतः इंडियम का सच्चा परमाणु भार} = \text{तुल्यांक-भार} \times \text{संयोज्यता}$$

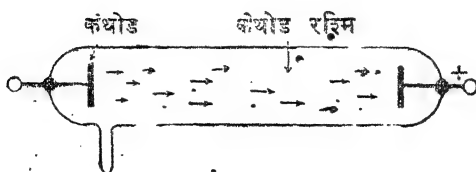
$$= 37.7 \times 3$$

$$\therefore = 113.1$$

मणिभ-समरूपता का नियम और परमाणु भार—सन् १८१८ में मिश्लरलिच (Mitscherlich) ने यह बताया कि बहुधा एक ही प्रकार के तत्वों के यौगिक भी एक ही जाति के मणिभ देते हैं। मणिभों की यह समरूपता (Isomorphism) तत्वों की संयोज्यता निश्चित करने में कभी कभी अच्छी सहायता देती है। उदाहरण के लिये, सेलीनियम और गन्धक तत्वों के रासायनिक गुण एक से ही हैं। इनके यौगिक पोटैसियम सेलीनेट और पोटैसियम सल्फेट एक ही जाति के समरूप मणिभ देते हैं, अतः सेलीनियम और गन्धक की संयोज्यताएँ दोनों यौगिकों में एक ही होनी चाहिये। अतः यदि सोडियम सल्फेट (Na_2SO_4) है तो सोडियम सेलीनेट (Na_2SeO_4) होगा। गन्धक की संयोज्यता २ है, अतः सेलीनियम की भी २ होगी।

सेलीनियम का तुल्यांक-भार ३६.५ है, अतः इसका परमाणु भार $36.5 \times 2 = 73.00$ हुआ।

एलेक्ट्रॉन या ऋणाणु—यदि किसी विसर्ग नलिका (चित्र १४) में बहुत विरल दाब (०.०३ मि० मी०) पर गैस ली जाय और उसमें विद्युत् विसर्ग प्रवाहित किया जाय तो ऋणद्वार (कैथोड) से निकलती हुई नीले रंग की दीप्ति दिखायी देती है।



चित्र १४—क्रूक्स की विसर्ग-नलिका

सन् १८७६ में इन

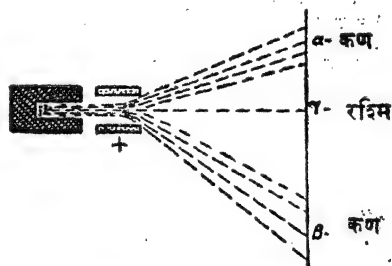
“रश्मियों” को गोल्ड-

स्टाइन (Goldstein) ने “कैथोड-किरण” नाम दिया था। १८५८ में प्लूकर (Plucker) ने यह भी देखा कि चुम्बक पास लाने पर ये

किरणें अपने मूलमार्ग से विचलित भी हो जाती हैं, और १८६६ में हिटॉर्फ (Hittorf) ने प्रयोगों से यह दिखाया कि यदि अभ्रंक पत्र इनके मार्ग में रखा जाय तो इन किरणों की छाया भी पड़ती है। ये कैथोड किरणें कैथोड की लम्ब दिशा में चलती हैं। कैथोड किरणें क्या हैं, इस संबंध में बहुत दिनों तक विवाद रहा। क्रूक्स (Crookes) ने १८७६ में यह कल्पना प्रस्तुत की कि ये किरणें द्रव्य का चौथा रूप हैं (तीन साधारण रूप ठोस, द्रव और गैस हैं)। सन् १८९७ में सर जे० जे० थामसन (Thomson) ने यह स्पष्ट सिद्ध किया कि ये किरणें वस्तुतः ऋणविद्युत् वाहक सूक्ष्म कणों का पुंज हैं। इन कणों का नाम एलेक्ट्रॉन या 'ऋणाणु' पड़ा। एलेक्ट्रॉन का कण इतना सूक्ष्म है कि इसका भार हाइड्रोजन के परमाणु के भार का $1/1836$ अंश है। ऋणाणु के आविष्कार ने परमाणु की रचना व्यक्त करने में बड़ी सहायता दी। ऋणाणु से छोटा और कोई कण अब तक नहीं पाया गया।

रेडियम-धर्मा पदार्थों से निकली किरणें—परमाणु की रचना समझने में रेडियम-धर्मा (रश्मिशक्ति या रेडियोएक्टिव) पदार्थों ने बड़ी सहायता की। सन् १८९६ में बेकरेल

(Becquerel) ने यह दिखाया कि यूरेनियम खनिजों में से कुछ ऐसी किरणें निकलती रहती हैं, जो काले कागज से ढके हुये फोटोग्राफी-प्लेट को भी प्रभावित कर देती हैं। बाद को थोरियम खनिजों



में भी यह गुण पाये गये। चित्र १५—रेडियम धर्मा पदार्थों से निकली किरणें

मेडेम क्यूरी ने इन गुणों के आश्रय पर ही रेडियम नामक तत्व का पता चलाया, जिसमें रश्मिशक्ति गुण सबसे अधिक है। रेडियम या यूरेनियम से जो किरणें निकलती हैं, वे तीन प्रकार की पायी गयीं—एल्फा किरण, बीटा किरण और गामा किरण।

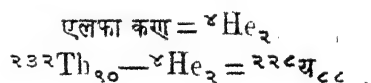
(क) एल्फा किरणें धन विद्युत् युक्त छोटे छोटे कणों का पुंज हैं। इन कणों का भार आदि यह बताता है कि ये ऐसे हीलियम परमाणु हैं, जिन पर दो इकाई धन विद्युत् आवेश है। इन्हें हम $^4\text{He}^{2+}$ लिख सकते हैं। कणों का भार ४ और इन पर आवेश २ है। इन्हें हम इसलिये द्रव्याविष्ट

(Doubly charged) हीलियम परमाणु कह सकते हैं। चुम्बकी क्षेत्र में इन किरणों की दिशा विचलित होती है। धातुपत्र इन किरणों का शोषण कर लेते हैं।

(ख) बीटा किरणें ऋणाणुओं के पुंजां से बनी हैं, इन्हें हम ${}^0_{-1}\text{e}$ लिखेंगे। इन पर एक इकाई ऋण विद्युत् आवेश है। इनके कणों का भार लगभग शून्य है। चुम्बकी क्षेत्र में ये किरणें एलफा किरणों वाली दिशा से विपरीत दिशा में विचलित होती हैं। ऐल्यूमीनियम के पतले पत्र के पार जा सकती हैं।

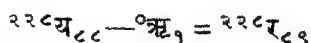
(ग) गामा किरणें चुम्बकीय क्षेत्र में विचलित नहीं होतीं। ये किरणें अतिसूक्ष्म तरंग दैर्घ्य की रॉडन रश्मियों के समान हैं। ये कई इन्च मोटे सीसे के पत्र के भी आरपार चली जाती हैं।

रेडियम-धर्मा पदार्थों में से एलफा और बीटा किरणें स्वतः निकलती रहती हैं, और इनके निकलने पर ये तत्त्व अन्य तत्त्वों में परिणत होते रहते हैं। परिवर्तन की यह शृंखला काफ़ी दूर तक जाती है। एक एलफा कण निकलने पर नये तत्त्व का परमाणुभार ४ इकाई कम हो जाता है, और धन केन्द्र का आवेश भी २ इकाई कम हो जाता है।



नया तत्त्व य जो थोरियम से बना, मेसोथोरियम-१ कहलाता है, इसका परमाणु भार २२८ और धन केन्द्र पर आवेश ८८ है। इसी प्रकार अन्य उदाहरण समझने चाहिये।

किसी रेडियम-धर्मा तत्त्व के केन्द्र में से यदि एक बीटा कण (एलेक्ट्रॉन) निकले, तो परमाणुभार में कोई अन्तर नहीं होता, पर केन्द्र का धन आवेश १ इकाई बढ़ जाता है (ऋणाणु का आवेश—१ है जो घटने पर +१ हो जाता है)।

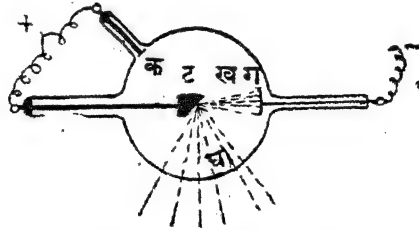


इस प्रकार य से दूसरा तत्त्व र बना, उसे मेसोथोरियम-२ कहते हैं।

परमाणुसंख्या—लार्ड रदरफोर्ड (Rutherford) ने १९११ में यह पहली बार दिखाया कि परमाणुओं के केन्द्र में धन विद्युत् होती है। जितने

भी तत्व हैं, उन सबके धनकेन्द्रों पर पृथक्-पृथक् विद्युत् आवेश है। यदि ऋणाणु के आवेश को ऋण इकाई माना जाय, तो हाइड्रोजन के परमाणु के केन्द्र पर १ धन इकाई आवेश मानना होगा। हीलियम के केन्द्र पर २ धन आवेश है। लीथियम के केन्द्र पर ३ धन आवेश है, बेरीलियम केन्द्र पर ४, बोरन केन्द्र पर ५, कार्बन पर ६, नाइट्रोजन पर ७, ऑक्सीजन पर ८, फ्लोरीन पर ९, और नेऑन पर १० है। धन केन्द्र पर स्थित इस आवेश संख्या का ही नाम परमाणु-संख्या है।

परमाणु-संख्या का व्यक्तीकरण सबसे पहले मोसले (Moseley) नामक एक तरुण वैज्ञानिक ने १९१३ में किया। उसने देखा कि जब कैथोड किरणों किसी धातु या अन्य तत्व पर आघात करती हैं, तो उनसे रॉड्जन किरणें (एक्स-रश्मि) निकलती हैं। यदि मणिम (ट) द्वारा इन किरणों का विश्लेषण किया जाय तो यह पता चलता है, कि इन



चित्र १६—एक्सरश्मि यंत्र

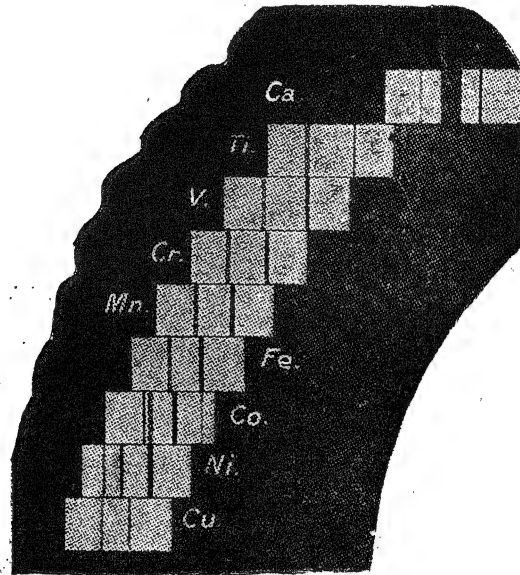
रॉड्जन किरणों का तरंगदैर्घ्य भिन्न भिन्न धातुओं के लिये अलग अलग है। कैथोड किरणों कैलसियम पर आघात करके जो रॉड्जन किरणें देंगी, उनका तरंग-दैर्घ्य वही न होगा, जो क्रोमियम, मैंगनीज या लोहे में से निकली किरणों का है। मोसले ने प्रयोगों से यह स्पष्ट किया कि—

$$1/\lambda = k^2 (l - x)^2, \text{ या, } \sqrt{1/\lambda} = k (l - x)$$

त किरण का तरंग-दैर्घ्य है, क और ख स्थिर संख्यायें हैं, और ल एक ऐसी संख्या है, जो धातु पर निर्भर है। इस “ल” को “परमाणुसंख्या” कहते हैं। मोसले ने दिखलाया, कि यह परमाणुसंख्या हर एक तत्व के लिए अलग अलग है। यह परमाणुसंख्या पूर्णांक है (भिन्न नहीं)। जैसे जैसे तत्वों का परमाणुभार बढ़ता जाता है, यह परमाणुसंख्या भी उसी क्रम में बढ़ती जाती है।

आजकल के परमाणुरचना-सिद्धान्त के अनुसार यह परमाणुसंख्या उन ऋणाणुओं की संख्या की भी सूचक है जो धनकेन्द्र के चारों ओर बाहरी

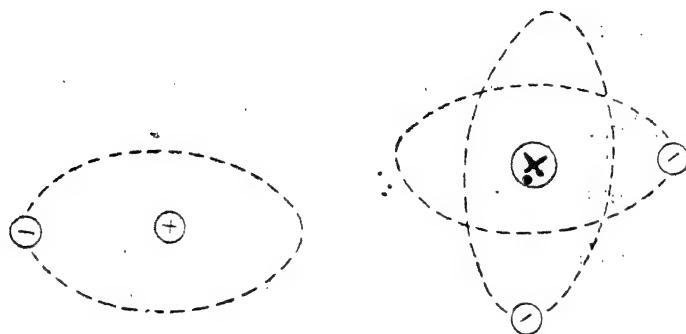
परिधियों में चक्कर लगा रहे हैं। हाइड्रोजन की परमाणुसंख्या १ है, इसका अभिप्राय यह है कि हाइड्रोजन के केन्द्र पर १ इकाई धन आवेश है, और धन केन्द्र के चारों ओर १ ऋणाणु चक्कर लगाता है। ब्रोमीन की परमाणुसंख्या ३५ है, अतः ब्रोमीन के केन्द्र पर ३५ इकाई धन आवेश है, और ब्रोमीन के परमाणु में ३५ ऋणाणु धन केन्द्र के चारों ओर चक्कर लगा रहे हैं। यूरेनियम की परमाणुसंख्या ९२ है, अतः उसके केन्द्र पर विद्युत् आवेश ९२ धन इकाई है, और इस तत्त्व के परमाणु में ९२ ऋणाणु केन्द्र के चारों ओर चक्कर लगाते हैं।



चित्र १७—मोसले द्वारा लिया हुआ तत्त्वों का रॉज़न रश्मि-चित्र

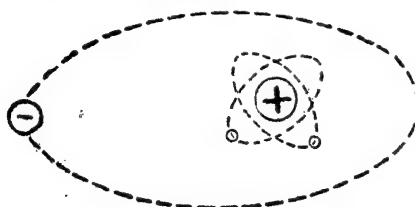
परमाणु की परिधियों पर ऋणाणुओं का विन्यास—मोसले की परमाणुसंख्या से यह तो स्पष्ट हो गया कि तत्त्व के धन केन्द्र पर विद्युत् आवेश कितना है, और परिधियों पर चक्कर लगाने वाले ऋणाणुओं की संख्या कितनी है। परमाणु रचना के समझने के लिये अब दूसरी आवश्यक बात यह जाननी है, कि क्या सब ऋणाणु एक ही परिधि पर चक्कर लगाते हैं, अथवा प्रत्येक परिधि पर चक्कर लगाने वाले ऋणाणुओं की संख्या

निश्चित है। परमाणुओं की रचना सौर-मण्डल के समान समझी जाती है, पर सौर-मण्डल में तो एक परिधि पर एक ही ग्रह सूर्य के चारों ओर चक्कर लगाता है।



चित्र १८—परमाणुओं की रचना—हाइड्रोजन

चित्र १९—हीलियम परमाणु



चित्र २०—लैथियम परमाणु

हम यह देखते हैं कि शून्यसमूह की निष्क्रिय गैसों की परमाणु-संख्यायें क्रमशः २, १०, १८, ३६, ५४, और ८६ हैं। ये संख्यायें निम्न श्रेणी से व्यक्त होती हैं—

$$ल = २ (१^२ + २^२ + ३^२ + ४^२ + ५^२ + ६^२ + ७^२ + ८^२ + ९^२ + १०^२ + ११^२ + १२^२ + १३^२ + १४^२ + १५^२ + १६^२ + १७^२ + १८^२ + १९^२ + २०^२ + २१^२ + २२^२ + २३^२ + २४^२ + २५^२ + २६^२ + २७^२ + २८^२ + २९^२ + ३०^२ + ३१^२ + ३२^२ + ३३^२ + ३४^२ + ३५^२ + ३६^२ + ३७^२ + ३८^२ + ३९^२ + ४०^२ + ४१^२ + ४२^२ + ४३^२ + ४४^२ + ४५^२ + ४६^२ + ४७^२ + ४८^२ + ४९^२ + ५०^२ + ५१^२ + ५२^२ + ५३^२ + ५४^२ + ५५^२ + ५६^२ + ५७^२ + ५८^२ + ५९^२ + ६०^२ + ६१^२ + ६२^२ + ६३^२ + ६४^२ + ६५^२ + ६६^२ + ६७^२ + ६८^२ + ६९^२ + ७०^२ + ७१^२ + ७२^२ + ७३^२ + ७४^२ + ७५^२ + ७६^२ + ७७^२ + ७८^२ + ७९^२ + ८०^२ + ८१^२ + ८२^२ + ८३^२ + ८४^२ + ८५^२ + ८६^२ + ८७^२ + ८८^२ + ८९^२ + ९०^२ + ९१^२ + ९२^२ + ९३^२ + ९४^२ + ९५^२ + ९६^२ + ९७^२ + ९८^२ + ९९^२ + १००^२)$$

$$\text{अर्थात् } २ = २ \times १, \quad १० = २ (१^२ + २^२),$$

$$१८ = २ (१^२ + २^२ + ३^२), \quad ३६ = २ (१^२ + २^२ + ३^२ + ४^२) \text{ इत्यादि।}$$

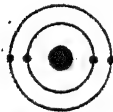
इस श्रेणी को रीडबर्ग-श्रेणी (Rydberg's series) कहा जाता है। इस श्रेणी के अनुसार हीलियम परमाणु में पहली परिधि पर २ ऋणाणु हैं। नेओन के १० ऋणाणु में से पहली परिधि पर २, और दूसरी पर ८ हैं। आर्गन परमाणु की पहली परिधि पर २, दूसरी पर ८, और तीसरी परिधि पर भी ८ ऋणाणु हैं। इसी प्रकार अन्यो की भी रचना समझी जा सकती है।

रीडबर्ग श्रेणी ऋणाणु-विन्यास का सच्चा चित्रण नहीं करती। वस्तुतः शून्य समूह के तत्त्वों के ऋणाणुओं का विन्यास भिन्न-भिन्न परिधियों या कक्षाओं (Shell) में निम्न प्रकार है—

परिधि	१	२	३	४	५	६
२ हीलियम	२					
१० नेऑन	२	८				
१८ आर्गन	२	८	८			
३६ क्रिप्टन	२	८	१८	८		
५४ ज़ीनन	२	८	१८	१८	८	
८६ रेडन (नितन)	२	८	१८	३२	१८	८

इस विन्यास को देखने से पता चलता है कि इन तत्त्वों में से प्रत्येक की बाह्यतम परिधि पर ८-८ ऋणाणु हैं। वस्तुतः प्रत्येक परिधि पर अधिकतम कितने ऋणाणु रह सकते हैं, यह बात नीचे की श्रेणी से व्यक्त होती है।

$$L = 2 (1^2 + 2^2 + 3^2 + 4^2 + \dots)$$



बेरीलियम



बोरॉन



कार्बन



नाइट्रोजन



ऑक्सीजन



फ्लोरिन



नेऑन

● = केंद्र

● = ऋणाणु

अर्थात् पहली परिधि पर अधिकतम २ ऋणाणु स्थित रह सकते हैं, दूसरी पर ८, तीसरी पर १८, और चौथी पर ३२। पर यह संख्या अधिकतम ऋणाणुओं की है। पर साथ ही, ऋणाणु विन्यास के संबंध में एक दूसरा भी नियम है। वह यह है कि “किसी परिधि पर स्थिर रह सकने वाले ऋणाणुओं की “अधिकतम” संख्या कुछ भी क्यों न हो, जब तक यह परिधि “बाह्यतम” परिधि है, इस पर ८ से अधिक ऋणाणु नहीं होंगे।”

उदाहरणतः तीसरी परिधि पर उपर्युक्त श्रेणी के अनुसार १८ ऋणाणु रह सकते हैं, पर यदि किसी परमाणु में ३ ही परिधियाँ हैं, और यह तीसरी परिधि ही बाह्यतम परिधि है, तो इसमें ८ ऋणाणु से अधिक नहीं रहेंगे (देखो आर्गन)। पर यदि अब १ ऋणाणु भी चौथी परिधि में आ जाय, तो तीसरी परिधि में अब और ऋणाणु बढ़ाये जा सकते हैं, जब तक कि यह संख्या १८ न हो जाय। कुण्टन में तीसरी परिधि संतृप्त है, अर्थात् पूरे १८ ऋणाणु हैं।

एक ही परिधि के सब ऋणाणुओं का तल या स्तर (level) एक नहीं होता। स्तर के अनुसार ४ भेद और किये गये हैं, जिन्हें s, p, d और f अक्षरों से सूचित करते हैं। प्रत्येक परिधि के प्रथम २ ऋणाणु s-स्तर के माने जाते हैं, फिर बाद के २+४=६ ऋणाणु p-स्तर के, और फिर बाद के ६+४=१० ऋणाणु d-स्तर के और फिर १०+४=१४ ऋणाणु f-स्तर के माने जाते हैं। इस प्रकार चौथी परिधि के ३२ ऋणाणुओं में से पहले दो s-स्तर के माने जायेंगे। इन्हें हम s^2 लिखेंगे, और क्योंकि ये ४थी परिधि के हैं, हम इन्हें $4s^2$ लिख सकते हैं। आगे के ६ ऋणाणु p-स्तर के हैं, इन्हें p^6 लिखेंगे, और क्योंकि ४ थी परिधि पर हैं, अतः $4p^6$ लिखेंगे। फिर १० ऋणाणु d-स्तर के होंगे, जिन्हें हम $4d^{10}$ लिखेंगे। शेष f-स्तर के १४ ऋणाणु होंगे ($4f^{14}$)। इस प्रकार ४ थी परिधि के ३२ ऋणाणु निम्न प्रकार वर्गीकृत होंगे—

$$4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}$$

इसी प्रकार अन्य परिधियों के ऋणाणुओं का विन्यास समझना चाहिये। इस पद्धति के आधार पर शून्यसमूह के तत्त्वों का ऋणाणु-उपक्रम

१ s का अर्थ sharp (तीव्र, त); p अर्थ principal (मुख्य, म); d का अर्थ diffused (प्रकीर्ण, प) और f का अर्थ fundamental (वास्तविक, व) है। पर इन नामों का कोई महत्त्व नहीं रह गया है।

तत्त्वों का अध्याय-उपक्रम

तत्त्व	परमाणु संख्या	१	२	३	४	५	६	७
H	१	s	p	s	d	p	s	d
He	२	s	p	s	d	p	s	d
Li	३	s	p	s	d	p	s	d
Be	४	s	p	s	d	p	s	d
B	५	s	p	s	d	p	s	d
C	६	s	p	s	d	p	s	d
N	७	s	p	s	d	p	s	d
O	८	s	p	s	d	p	s	d
F	९	s	p	s	d	p	s	d
Ne	१०	s	p	s	d	p	s	d
Na	११	s	p	s	d	p	s	d

क्रम	परमाणु संख्या	१		२				३				४				५			६		७
		s	t	s	t	p	m	s	t	p	m	d	v	f		s	t	p	d	p	
Zn	३०	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Ga	३१	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Ge	३२	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
As	३३	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Rb	३४	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Se	३५	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Br	३६	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Rb	३७	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Kr	३८	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Sr	३९	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Y	४०	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Zr	४१	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Nb	४२	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Mo	४३	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Ma	४४	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२

41

35

53

[illegible]

निम्न प्रकार चित्रित किया जा सकता है—

हीलियम (२)— $1s^2$

नेऑन (१०)— $1s^2, 2s^2, 2p^6$

आर्गन (१८)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

कृप्टन (३६)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2,$

$4p^6$

ज़ीनन (५४)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2,$

$4p^6, 4d^{10}, 5s^2, 5p^6$

निटन (८६)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2,$

$4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}, 5s^2, 5p^6, 5d^{10}, 6s^2, 6p^6$

तत्त्व-परिवर्तन के कुछ प्रारम्भिक प्रयोग

यह अभी कहा जा चुका है कि रेडियम-धर्मा पदार्थों के केन्द्र में से एलफा और बीटा कणों का विसर्जन होता रहता है। प्रश्न यह है कि क्या ये एलफा कण अन्य तत्त्वों के केन्द्र में प्रविष्ट होकर परिवर्तन उत्पन्न कर सकते हैं? ये परिवर्तन दो प्रकार के होंगे—एक तो यह कि किसी तत्त्व के केन्द्र में एक एलफा कण संयुक्त होकर एक नया भारी केन्द्र बन जायगा। और दूसरी बात यह भी हो सकती है कि यह नया बना हुआ भारी केन्द्र फिर नए प्रकार से विभाजित हो जाय और कोई दूसरा केन्द्र बने। दोनों ही प्रकार से एक तत्त्व किसी न-किसी दूसरे तत्त्व में परिणत हो जायगा। नये तत्त्व की परमाणुसंख्या का पता चलने पर ज्ञात हो जायगा कि इस नये तत्त्व का क्या नाम है।

सर विलियम रैमज़े (Ramsay) का ध्यान तत्त्व-परिवर्तन की ओर सन् १९०७ के लगभग गया। उन्होंने निटन (रेडन) का प्रभाव तृत्तिये (ताम्रसल्फेट) के विलयन पर देखना चाहा। उन्हें आशा थी कि प्रक्रिया में उन्हें ताँबा मिलेगा। पर प्रयोग के अनन्तर उन्हें ताँबा और हीलियम तो न मिला, पर नेऑन और आर्गन गैसों मिलीं, और साथ ही साथ लीथियम तत्त्व भी मिला। बाद को सन् १९०८ में भी केमरन (Cameron) और रैमज़े ने इसी प्रयोग को दोहराया, और उन्हें वैसे ही परिणाम मिले। रैमज़े ने यह भी देखा कि थोरियम नाइट्रेट और ज़रकोनियम नाइट्रेट के विलयनों पर यदि निटन का प्रभाव देखा जाय तो कार्बन ऑक्साइड और लीथियम बनते हैं। इस प्रकार निटन के प्रभाव से तत्त्व परिवर्तन संभव हो जाता है। बाद को श्रीमती कुरी, और ग्लेडिच (Gleditsch) ने और रथरफोर्ड (Ruther-

ford) और रायड्स (Royds) ने रैमज्जे के इन प्रयोगों को दोहराया, पर उन्हें सन्तोषजनक फल न मिले, और तत्त्व परिवर्तन की संभावना संदिग्ध ही रही।

सन् १९१३ में कौली (Collie) और पेटरसन (Patterson) ने शुद्ध फ्लोरस्पर (कैल्सियम फ्लोराइड) पर कैथोड किरणों द्वारा आक्रमण किया। प्रक्रिया में उन्हें हाइड्रोजन परीक्साइड और कार्बन ट्राइऑक्साइड मिले। साथ ही-साथ नेत्रोन के भी कुछ चिह्न मिले। काँच की ऊन (Glass wool) पर प्रयोग करने पर ऐसे ही फल मिले। पर बहुत कुछ संभव है कि नेत्रोन गैस कहीं बाहर से आगई हो, अथवा अशुद्धि के रूप में पूर्व से ही विद्यमान हो। कौली ने (१९१४) यूरेनियम चूर्ण और हाइड्रोजन गैस को साथ-साथ विद्युत् विसर्ग के अन्दर प्रभावित किया, और उनका कहना है कि उन्हें इस प्रकार हीलियम और नेत्रोन गैस मिलीं। पर सौडी (Soddy), मैकज़ी (Mackenzie), स्ट्रट्ट (Strutt), मर्टन (Merton) आदि वैज्ञानिक कौली के उपर्युक्त प्रयोगों को न दोहरा पाये और तत्त्व-परिवर्तन की बात सन्दिग्ध ही रह गई। इधर सन् १९२६ में मीथे (Miethe) ने जर्मनी में यह घोषणा की कि वह पारे को सोने में परिवर्तित करने में सफल हुआ है। पर बाद को हाबर (Haber) आदि ने यह प्रदर्शित किया कि जिस पारे का मीथे ने प्रयोग किया था उसमें पूर्व से ही स्वर्ण के सूक्ष्मकण विद्यमान थे।

तत्त्व-विच्छेद के साधन

इसमें तो सन्देह नहीं कि परमाणु के धनकेन्द्र तक पहुँचना अति दुष्कर है, और इसीलिए यह सम्भव नहीं है कि पारसमणि के सदृश किसी पत्थर के स्पर्श मात्र से लोहा सोने में परिणत हो जाय। पर हाँ, आजकल तो पारस के चार रूप विद्यमान हैं, जिनकी सहायता से एक तत्व का दूसरे तत्व में परिणत होना संभव हो गया है :—

- १—किसी तत्व के केन्द्र को प्रोटोन कणों द्वारा आक्रमित करके।
- २—किसी तत्व के केन्द्र को एलफा कणों द्वारा आक्रमित करके।
- ३—किसी तत्व के केन्द्र को न्यूट्रोन द्वारा आक्रमित करके।
- ४—किसी तत्व के केन्द्र को ड्यूटेरोन द्वारा आक्रमित करके।

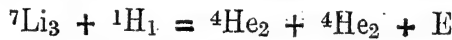
तत्त्व विच्छेद के ये चार साधन सुलभ हैं। हम इनके द्वारा किये गये प्रयोगों का सूक्ष्म उल्लेख यहाँ करेंगे।

प्रोटोन कणों द्वारा तत्त्व-विच्छेद •

जब विद्युत् की सहायता से हाइड्रोजन परमाणु की परिधि पर घूमनेवाला

ऋणाणु पृथक् हो जाता है तो वैद्युत् हाइड्रोजन परमाणु प्राप्त होता है। इसे ही प्रोटोन कहते हैं। इसका भार हाइड्रोजन परमाणु के समान ही १.००७२ होता है। सन् १९३२ में कोक्रोफ्ट (Cockcroft) और वाल्टन (Walton) ने एक सुन्दर आयोजना प्रस्तुत की जिसकी सहायता से अति तीव्र गति वाले प्रोटोनों का समूह प्राप्त होना संभव हो गया। एक विसर्जनलिका (Discharge tube) में हाइड्रोजन लिया गया और ६,००,००० वोल्ट विभव-भेद पर विद्युत् विसर्ग प्रवाहित किया गया। इस विधि से अति तीव्रगामी प्रोटोनकरण प्राप्त हुए। इनके मार्ग में धातु तट्टों को रख कर प्रयोग किये गये।

जब लीथियम ऑक्साइड पर प्रोटोन कणों ने आक्रमण किया, तो ज़िंक-सलफाइड के परदे पर कुछ आभायें इस प्रकार की मिलीं जो विकीर्णित प्रोटोनों की कमी के कारण नहीं हो सकती थीं। सबसे पहले २५०००० वोल्ट पर प्रयोग किये गये, पर ज्यों ही वोल्टन बढ़ाया गया, परदे पर की आभाओं की मात्रा बढ़ने लगी। पहले तो प्रति १०^९ प्रोटोनों के लिये १ आभा थी पर वोल्टन दुगुना करने पर इनकी संख्या दस गुनी हो गई। इन नये कणों की सीमा* (range) प्रोटोनों की सीमा से अधिक है, और वोल्टन के घटाने-बढ़ाने से इस सीमा में कोई अन्तर नहीं आता। इन आभाओं को देखकर और इनके पथ-चित्रों के रूप के आधार पर यह कहा जा सकता है कि ये एलफा कण हैं। पर ये एलफा कण कहाँ से आये? निश्चय है कि लीथियम तत्त्व और प्रोटोनों के संयोग से ये बने होंगे। हम इस प्रक्रिया को इस प्रकार सूचित कर सकते हैं।



[तत्त्व संकेत के ऊपर लगी हुई बाईं ओर वाली संख्या परमाणुभार बताती है और नीचे दाहिनी ओर को लगी हुई संख्या 'परमाणु संख्या'। समीकरण के दोनों ओर, न केवल परमाणुभारों का योग बराबर होना चाहिये, प्रत्युत परमाणु-संख्याओं का भी।] इस प्रकार लीथियम पहले प्रोटोन से संयुक्त हो गया जिससे परमाणुभार दोनों का मिलकर ८

* ये वैद्युत्कण अपने स्रोत से कुछ आगे चल कर शिथिल पड़ जाते हैं, क्योंकि मार्ग में स्थित पदार्थों को ये अपनी शक्ति बाँटने लगते हैं। जब बिल्कुल शिथिल हो जाते हैं, तो फिर ऋणाणुओं से संयुक्त होकर विद्युत्-विहीन हो जाते हैं। "सीमा" इसी दूरी का नाम है, जो स्रोत और शिथिल-बिन्दु के बीच में स्थित है।

और परमाणु-संख्या ४ हो गई। पर बाद को ये संयुक्ताणु दो हीलियम परमाणुओं में विभाजित हो गये। वैद्युत्-हिमजनाणुओं का नाम ही एलफा-कण है। इस प्रयोग से यह स्पष्ट हो गया कि लीथियम हीलियम तत्त्व में परिणत हो सकता है। इस विच्छेद प्रक्रिया में 17.2×10^6 ऋणाणु-वोल्ट शक्ति विसर्जित होती है जैसा कि इन एलफाकणों की “सीमा” से स्पष्ट है। ऊपर के समीकरण से भी हिसाब लगाने पर इतने के लगभग ही शक्ति विसर्जित होनी चाहिये—

$$\text{लीथियम का परमाणुभार} = 7.0108$$

$$\text{प्रोटोन का भार} = 1.0072$$

$$= 7.0176$$

$$\text{हीलियम के २ परमाणुओं का भार} = 2 \times 4.00106$$

$$= 8.00212$$

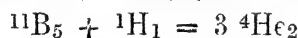
अतः समीकरण के दोनों ओर भारों का अन्तर

$$= 7.0176 - 8.00212$$

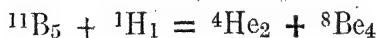
$$= -0.9845$$

इतने भार का अन्तर 18.8×10^6 ऋणाणु-वोल्ट के बराबर होता है। इस प्रकार प्रयोग द्वारा विसर्जित शक्ति और हिसाब द्वारा निकाली गई शक्ति दोनों बहुत कुछ बराबर हैं। इससे स्पष्ट है कि हमारी यह कल्पना ठीक है कि लीथियम के परमाणु प्रोटोनों के संघर्ष से हीलियम परमाणु में परिणत हो गये हैं।

बोरन परमाणुओं से भी एलफा-कण इसी प्रकार निकलते हैं—



कोक्रोफ्ट और वाल्टन का विचार है कि बोरन और प्रोटोनों के संघर्ष से बेरीलियम कण भी बनते हैं। यदि ऐसा है तो समीकरण निम्न प्रकार होगा—



बेरीलियम का परमाणुभार ८ और परमाणु संख्या ४ है।

कैलसियम क्लोराइड के क्लोरीन परमाणुओं का भी प्रोटोनों से विच्छेद हो जाता है। विच्छेद के अनन्तर न केवल हीलियम ही प्राप्त होता है, प्रत्युत ऑक्सीजन भी मिलता है।



बेरिलियम, सोडियम, पोटैसियम, लोह, निकेल, ताँबा आदि धातु पर प्रोटोनों का बहुत कम प्रभाव देखा गया है। कम-से-कम इतना तो स्पष्ट ही है कि प्रोटोनों के संघर्ष से परमाणुओं के धनकेन्द्र का विच्छेद हो जाता है और एक तत्त्व किसी दूसरे तत्त्व में परिणत हो जाता है।

एलफा कणों द्वारा तत्त्व-विच्छेद

एलफा कणों की सहायता से तत्त्वों के विच्छेद का इतिहास कुछ पुराना सा है। सन् १९१९ में रथरफोर्ड (Rutherford) ने यह देखा कि रेडियम बी और सी के मिश्रण में से निकले हुये एलफा कणों को नाइट्रोजन गैस में से



चित्र २३—लार्ड रथरफोर्ड (१८७१-१९३७)

प्रवाहित किया जाय और फिर ज़िंक सल्फाइड के परदे पर परीक्षा की जाय तो इस प्रकार की आभाएँ मिलेंगी जो लम्बी सीमावाले नये कणों की सूचक हैं। बाद को यह भी पता चला कि इन नये कणों पर ? धनात्मक संचार है और इनका भार भी ? है अर्थात् नाइट्रोजन और एलफा कणों के संघर्ष में प्रोटोनों की उत्पत्ति होती है। ये प्रोटोन कहाँ से आये ? प्रयोग करके देखा गया कि नाइट्रोजन में अशुद्धि के रूप में स्थित हाइड्रोजन के कारण ये

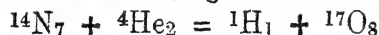
नहीं हो सकते। ये दो प्रकार से ही उत्पन्न हो सकते हैं। या तो नाइट्रोजन के धनकेन्द्रों का एलफा कणों से भौतिक विच्छेद मात्रा हुआ है—



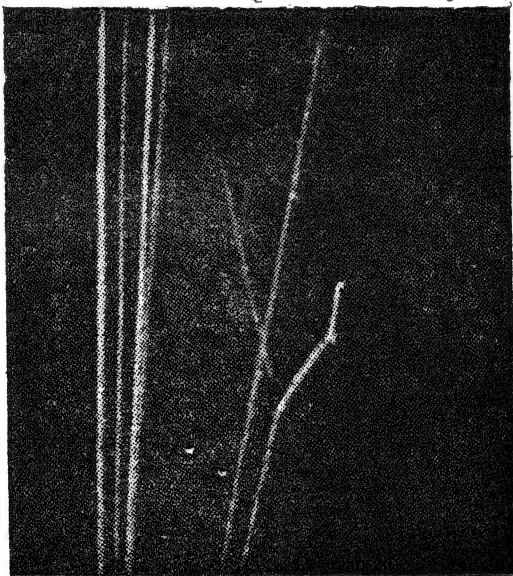
इस प्रक्रिया में नाइट्रोजन परमाणु एक प्रोटोन और एक ऐसे कार्बन में परिणत होता है जिसका परमाणुभार १३ है।

[यह कार्बन साधारण १२ भार वाले कार्बन का दूसरा समस्थानिक (Isotope) है।]

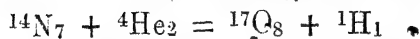
दूसरी बात यह भी हो सकती है कि एलफाकण पहले नाइट्रोजन से संयुक्त हुआ हो और बाद को विच्छेद हुआ हो।



ऐसी अवस्था में प्रोटोनों के साथ-साथ १७ भारवाले ऑक्सीजन समस्थानिक की भी उत्पत्ति मानी जायगी। बाद को ब्लैकेट (Blackett) ने १९२५ में और हार्किन्स (Harkins) ने १९२८ में यह स्पष्ट सिद्ध कर दिया कि संघर्ष की यह प्रक्रिया दूसरे प्रकार की है जिसमें ऑक्सीजन (भार १७) की उत्पत्ति होती है।

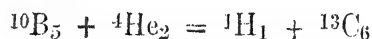


चित्र २४—नाइट्रोजन का केन्द्र विच्छेदन



(दाहिनी ओर की अन्तिमरेखा में त्रिशूल सी आकृति में बायीं हलकी रेखा नाइट्रोजन का मार्ग है, और दाहिनी मोटी रेखा नये ऑक्सीजन का।)

इसी प्रकार जब एलफा कण बोरन परमाणुओं के संघर्ष में आते हैं तो प्रोटोनों के साथ कार्बन परमाणु (भार १३) की सृष्टि होती है जिसे इस प्रकार सूचित कर सकते हैं—



न्यूट्रॉन की उत्पत्ति

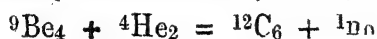
गत बीस वर्षों की खोजों में न्यूट्रॉन (Neutron) की खोज बड़े ही महत्व की है। परमाणुओं के धनं केन्द्र के विषय पर न्यूट्रॉन बहुत अच्छा प्रकाश डालते हैं। सन् १९३० में बोथे और बेकर (Bothe and Becker) ने यह दर्शाया था कि यदि हलके भारवाले तत्वों का पोलोनियम से निकले हुए एलफा कणों द्वारा संघर्ष कराया जाय तो कुछ नई प्रकार की रश्मियाँ निकलती हैं, जो गामा किरणों के समान हैं। इनमें न तो धनात्मकता है और न ऋणात्मकता। बाद को जगद्विख्यात मेडेम



चित्र २५ सर-जेम्स चैडविक (जन्म १८९१)

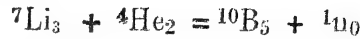
कुरी की पुत्री श्रीमती आइरीनकुरी-जोलिओ (Curie-Joliot) और दामाद जोलिओ (Joliot) ने (१९३१) एलफा कणों का संघर्ष बेरीलियम से कराया। इस संघर्ष से निकली हुई रश्मियों में यह गुण था कि यह गामा किरणों की अपेक्षा कहीं अधिक दूरी तक पदार्थों में प्रविष्ट हो सकती थीं। पर चैडविक महोदय (Chadwick) ने स्पष्ट रूप से इन रश्मियों के विषय में यह घोषणा की कि ये ऐसे कणों का समूह हैं जिनका भार तो प्रोटोन या वैद्युत्-हाइड्रोजन परमाणुओं के बराबर है पर इनमें न तो ऋणात्मकता है, और न धनात्मकता। इन्होंने इसका नाम न्यूट्रोन (शिथिलाणु) रक्खा। इन न्यूट्रोनो के सम्बन्ध में विस्तृत विवेचना करने का हमें यहाँ स्थान नहीं है। इतना कह देना ही समुचित होगा कि परमाणुओं के विच्छेद में न्यूट्रोन के स्वरूप ने बड़ी सहायता दी है। चैडविक ने न्यूट्रोनो के गुणों के विषय में यह कथन किया है कि—“सबसे महत्त्व का गुण इनमें यह है कि जिन पदार्थों में होकर ये प्रवाहित होते हैं, उनके परमाणुओं को ये गतिवान बना देते हैं, और इनमें अत्यधिक प्रवेशनीयता या भेदक शक्ति होती है। आवेगों (Momenta) का हिसाब लगाकर यह कहा जा सकता है कि इनका भार प्रोटोनो के भार के बराबर होता है, पर इनकी अधिक प्रवेशनीयता के आधार पर यह मानना पड़ता है कि इनमें कोई भी (ऋणात्मक या धनात्मक) वैद्युत्-आवेश नहीं है। पदार्थों में प्रविष्ट होने पर इनकी शक्ति में जो कमी आती है वह परमाणु-केन्द्र से संघर्ष के कारण है न, कि ऋणाणुओं से संघर्ष के कारण। 3×10^9 सेंटीमैटर प्रति सैकण्ड गति वाला प्रोटोन वायु में १ फुट ही जाकर शक्ति-रहित हो जाता है, पर न्यूट्रोन तो ३००—४०० गज चलने के अनन्तर कहीं परमाणु केन्द्रों से एक बार टकरा खावेगा और तब मीलों जाने के पश्चात् इसकी शक्ति नष्ट हो पावेगी।”

तत्त्वों के केन्द्रों में प्रोटोन और न्यूट्रोन होते हैं। तत्त्व का परमाणु-भार संख्या में अपने वैद्युत् आवेश के दुगुने से कुछ अधिक ही होता है, केन्द्रों में प्रोटोनो की अपेक्षा न्यूट्रोनो की संख्या अधिक होती है। जब किसी तत्त्व के केन्द्र से एलफा-कण टकरा खाते हैं, तो पहले ही दोनों के संयोग से एक नया केन्द्र बनता है, और बाद को इस केन्द्र में से एक न्यूट्रोन मुक्त हो जाता है। अब जो नया तत्त्व बनता है, उसका वैद्युत्-आवेश पहले की अपेक्षा २ अधिक हो जाता है, और परमाणु-भार पहले की अपेक्षा ३ अधिक हो जाता है जैसा कि निम्न समीकरण से स्पष्ट है। बेरीलियम और एलफा कणों के संघर्ष से—

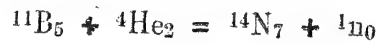


इस प्रकार बेरीलियम तत्त्व से कार्बन तत्त्व बन गया। लीथियम, बेरोन, क्लोरीन, नेओन, सोडियम, मैगनीसियम, ऐल्यूमिनियम तत्त्वों से भी इसी प्रकार न्यूट्रोन निकल सकते हैं। प्रक्रिया में नये तत्त्व इस प्रकार बनेंगे—

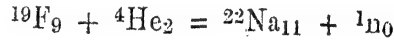
(१) लीथियम से बोरन—



(२) बोरन से नाइट्रोजन—



(३) फ्लोरीन से सोडियम—



कार्बन (१२), नाइट्रोजन (१४) या ऑक्सीजन (१६) से टक्कर खाने पर न्यूट्रोन उपर्युक्त विधि में नहीं बनते हैं।

हम ऊपर के किसी भी समीकरण के आधार पर न्यूट्रोन का भार निकाल सकते हैं। शक्ति का हिसाब लगाकर समीकरण इस प्रकार लिखा जावेगा। शक्ति को भार की इकाइयों में सापेक्षवाद के अनुसार परिणत कर लेना चाहिए।

$${}^{11}\text{B}_5 + {}^4\text{He}_2 + \text{एलफा की शक्ति} =$$

$${}^{14}\text{N}_7 + \text{नाइट्रोजन की शक्ति} + {}^1\text{H}_0 + \text{न्यूट्रोन की शक्ति}$$

$$\text{बोरन का भार} = ११.००८२५$$

$$\text{एलफा कण का भार} = ४.००१०६$$

$$\text{एलफा कण की शक्ति, भार की इकाइयों में} = ०.००५६५$$

$$\text{योग} = १५.०१४९६$$

$$\text{नाइट्रोजन का भार} = १४.००४२$$

$$\text{नाइट्रोजन की शक्ति} = ०.०००६१$$

$$\text{न्यूट्रोन की शक्ति} = ०.००३५$$

$$\text{योग} = १४.००८३१$$

$$\text{अतः न्यूट्रोन का भार} = १५.०१४९६ - १४.००८३१$$

$$= १.००६६५$$

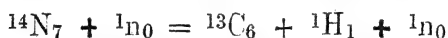
$$\text{अर्थात् न्यूट्रोन का भार} = १.००६७ \text{ के लगभग है।}$$

न्यूट्रॉनों द्वारा परमाणु-विच्छेद

जिस प्रकार परमाणु-केन्द्रों और एलफाकणों के संघर्ष से न्यूट्रॉन विसर्जित होते हैं, उसी प्रकार न्यूट्रॉनों के संघर्ष से भी परमाणु-केन्द्र का विच्छेद किया जा सकता है। जब न्यूट्रॉन किसी केन्द्र के साथ टकरा खाता है, तो या तो यह पीछे की ओर उलट कर वापस चला जाता है, जैसे दो गेंदें टकरा खाकर पीछे अलग-अलग हो जाती हैं, अथवा कभी केन्द्र से संयुक्त होकर न्यूट्रॉन साथ-साथ चलने लगता है। इस दूसरे प्रकार की टक्करों में कभी-कभी दोनों के संयुक्त केन्द्र का विच्छेद हो जाता है, और नया तत्व बन जाता है। फेदर (Feather) महोदय ने इस प्रकार के कई प्रयोग किये। नाइट्रोजन से टक्कर लगने पर दो प्रकार के असर देखे गये हैं। एक प्रकार तो बोरन तत्व बनता है और एलफा-कण विसर्जित हो जाते हैं।



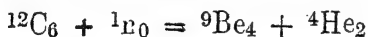
पर दूसरे प्रकार की प्रक्रिया में न्यूट्रॉन स्वयं परिवर्तित नहीं होता, वह टक्कर मार कर केन्द्र में से एक प्रोटोन पृथक् कर देता है—



इस प्रक्रिया में १३ भार वाला समस्थानिक कार्बन बनता है। ऑक्सीजन और न्यूट्रॉन के संघर्ष से भी यही कार्बन बनता है—



एसीटिलीन के कार्बन से न्यूट्रॉन बेरीलियम तत्व देता है—



न्यूट्रॉनों की सहायता से कृत्रिम रेडियमधर्मा पदार्थों का भी संश्लेषण किया गया है जिसका उल्लेख आगे किया जावेगा।

धनाणु या पोज़ीट्रॉन का अन्वेषण

इसमें सन्देह नहीं कि एलफा कण, प्रोटोन और न्यूट्रॉन ये तीनों परमाणुओं के केन्द्र की व्यवस्था पर समुचित प्रकाश डालते हैं, पर धनात्मक विद्युत् के ये सूक्ष्मतम अंश नहीं कहे जा सकते, ऋणाणुओं की तुलना में उपर्युक्त तीनों ही कहीं अधिक भारी हैं। इधर वैज्ञानिक निरन्तर इस चिन्ता में थे कि क्या उन्हें ऋणाणुओं के समान ही कोई अति सूक्ष्म धनाणु सत्ता भी प्राप्त हो सकती

है। न्यूट्रॉन के अन्वेषण के अनन्तर धनाणुओं की विद्यमानता के स्पष्ट चिह्न दिखाई पड़ने लगे।

मिलीकन (Millikan) का नाम 'विश्व-रश्मि' या कॉस्मिक किरणों (Cosmic rays) के साथ सदा स्मरणीय रहेगा। ये कॉस्मिक किरणें आकाश के प्रत्येक स्थल में बहिर्जगत् से प्रविष्ट हुआ करती हैं और विद्युत् प्रदर्शक यन्त्रों को अवैद्युत् किया करती हैं। इनकी प्रवेशनीयता बड़ी भयंकर होती है। मोटे-से-मोटे सीसे के टुकड़े भी इनके पथ में बाधा नहीं डालते हैं। इन विश्व रश्मियों के प्रयोगों ने ही धनाणुओं या पोज़िट्रॉनों (Positron) को जन्म दिया है। इनके आविष्कर्ता डा० एण्डरसन (Anderson) हैं, जिन्होंने सितम्बर १९३२ में इनके अस्तित्व की घोषणा की थी। केलीफोर्निया इन्स्टीट्यूट में एक बार ये विलसन के 'मेघयन्त्र' (Wilnos's Cloud Chamber) में कॉस्मिक किरणों के प्रभाव पर प्रयोग कर रहे थे। यह यंत्र १५००० गौस चुम्बकीय क्षेत्र में रक्खा गया था। प्रयोग में इन्होंने कुछ ऐसे चित्र लिये जिनमें से कुछ किरणों की वक्रतायें उस दिशा में थीं, जिनसे यह सूचित होता था कि इनमें धनात्मकता है। पर इन किरणों के मार्ग में जितना यापन होता था, उससे यह प्रकट होता था कि वह उतनी नहीं है, जितना कि धनात्मक प्रोटोनों या एलफा कणों के कारण होना चाहिये था। अतः ये नये कण धनात्मक होने पर भी प्रोटोन या एलफा कण न थे, प्रत्युत उनसे कहीं छोटे थे। एण्डरसन के प्रारम्भिक अनुमानों द्वारा इनका भार ऋणाणु के भार से २० गुना भारी माना गया (मार्च १९३३)।

बाद को ब्लैकेट और ओक्यालिनी (Blackett and Occhialini) ने केम्ब्रिज में इन प्रयोगों को दोहराया। इन्होंने चुम्बकीय क्षेत्र को कम कर दिया (२०००—३००० गौस), पर दो गाइगर-गणकों (Geiger counters) की सहायता से दो साथ-साथ फोटोग्राफ लेने की व्यवस्था की। यही नहीं, अप्रैल १९३३ में चैडविक, ब्लैकेट, ओक्यालिनी, कुरीजोलियो, माइटनर (Meitner), फिलिप आदि अनेक महोदयों ने यह भी घोषणा की कि जब बेरीलियम पर एलफा कणों का संघर्ष होता है, तो कुछ रश्मियाँ निकलती हैं और ये रश्मियाँ बाद को धनाणुओं को जन्म देती हैं। ऐसा प्रतीत होता है, कि गामा रश्मियाँ केन्द्रों से संघर्ष खाने पर धनाणु उत्पन्न कराती हैं अथवा स्वयं विभाजित होकर धनाणु दे देती हैं। कुरी और जोलियो का

विश्वास है, कि ऐल्यूमीनियम या बोरन धातुयें एलफा कणों के संघर्ष से एकदम धनाणु देती हैं।

अब यह तो स्पष्ट हो गया है कि धनाणुओं का भार वही है जो कि ऋणाणुओं का। भेद केवल वैद्युत्-अवस्था का है। एक में जितनी धनात्मकता है, दूसरे में उतनी ही ऋणात्मकता है। सम्भव है कि—

$$\text{गामा किरण} = \text{धनाणु} + \text{ऋणाणु}$$

धनाणु प्रकाश की गति से चलते हैं और इतनी तीव्र गति के कारण (आइन्स्टाइन-लारेन्ज सूत्र-Einstein-Lorenz के अनुसार) इनका भार अधिक प्रतीत होता है, पर स्थायी अवस्था में ये ऋणाणु के समान ही भार वाले हैं।

डूटेरोनों से परमाणु-विच्छेद

सम्भवतः साधारण हाइड्रोजन के ४५०० भागों में एक भाग ऐसे भी हाइड्रोजन का विद्यमान है जिसका परमाणु भार १ नहीं, प्रत्युत २ है। इसकी विद्यमानता हाइड्रोजन के रश्मिचित्र के आधार पर सब से पहले सन् १९३३ में बेनब्रिज (Bainbridge) ने बतलायी थी, और बाद को वाशबर्न (Washburn) और यूरे (Urey) ने साधारण हाइड्रोजन में से इसे पृथक् किया। द्रव हाइड्रोजन के वाष्पीभूत करने पर अन्त में कुछ ऐसा हाइड्रोजन रह जाता है जिसमें भारी हाइड्रोजन पहले की अपेक्षा अधिक अनुपात में पाया जाता है। इन महोदयों ने पुरानी बिजली की बैटरियों के पानी की परीक्षा की, जिनमें जल का विद्युद्-विच्छेदन किया जाता था। दो-तीन वर्ष पुरानी बैटरियों के पानी में भारी हाइड्रोजन अधिक मात्रा में पाया गया। बाद को जी० एन० लेविस (Lewis) और मैकडानल्ड (Macdonald) ने पुरानी बैटरी से २० लीटर पानी लिया जिसमें थोड़ी क्षारीयता $N/2$ थी। निकेल धातु के ध्रुवों से २५० एम्पीयर धारा द्वारा इसका ६०% पानी उड़ा दिया गया। शेष के दशांश को कार्बन ट्राइऑक्साइड द्वारा शिथिल कर के फिर खवण किया गया। विद्युत् विच्छेदन और खवण की विधियों को कई बार दोहराया गया, और अन्त में ऐसा जल प्राप्त हुआ जिसके विद्युत्-विच्छेदन से ६६% 'भारी हाइड्रोजन' मिला।

इस 'भारी उदजन' के तीन नाम प्रसिद्ध हैं—

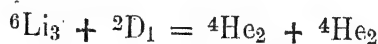
यूरे ने इसका नाम ड्यूटीरियम (Deuterium) दिया था, लेविस ने डूटोन (Deuton) या डूटेरोन (Deuteron) और रथरफोर्ड ने इसे डाइप्लोजन (Diplogen) कहा है।

‘भारी पानी’ के गुणों की विवेचना अन्यत्र की गई है।

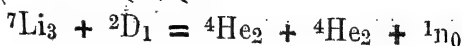
जिस प्रकार वैद्युत-हाइड्रोजन (Charged hydrogen atom) परमाणु को प्रोटोन कहते हैं उसी प्रकार वैद्युत-‘भारी हाइड्रोजन’ परमाणु को डूटेरोन (Deuteron) कहते हैं। डूटेरोन का संकेत D या ‘ड’ है। वैद्युत आवेश और परमाणुभार प्रदर्शित करने के लिए इसे 2D_1 या ${}^2D_+$ लिख सकते हैं, अर्थात् डूटेरोन का भार २ और धनात्मकता १ है। प्रोटोनों की सहायता से जिस प्रकार का परमाणु-विच्छेद होता है उसका उल्लेख हम पहले कर आये हैं।

लार्ड रथरफोर्ड (१९३४) का कथन है कि ‘भारी हाइड्रोजन की खोज ने परमाणु-विच्छेद का एक ऐसा साधन हमें दिया है, जिससे हल्के तत्त्व अति कौतूहल-पूर्ण विधि से विच्छिन्न हो जाते हैं। यह सौभाग्य की बात है कि लगभग उसी समय जब प्रो० लेविस डूटेरोन तैयार करने में समर्थ हुए, उसी विश्वविद्यालय में प्रो० लारेन्स (Lawrence) को एक ऐसी आयोजना में सफलता मिली, जिसकी सहायता से अतिवेग-वाले प्रोटोन और अन्य कण २० लाख वोल्ट शक्ति से संयुक्त प्राप्त हो सकते थे। जब हाइड्रोजन के स्थान में ड्यूटीरियम का प्रयोग किया गया तब उनसे डूटेरोन (D^+) प्राप्त हुए जो लीथियम तत्त्व के परमाणु-विच्छेद में प्रोटोनों की अपेक्षा १० गुने अधिक प्रभावशाली थे।’

लीथियम तत्त्व के दो मुख्य समस्थानिक हैं जिनका भार ६ और ७ है। डूटेरोन से दोनों समस्थानिकों का विच्छेद हो सकता है। जब ६ भार वाला समस्थानिक डूटेरोन के संघर्ष में आता है, तब वैद्युत-हीलियम (एलफाकण) के दो कण दो भिन्न दिशाओं में अतिवेग से प्रस्फुटित होने लगते हैं—



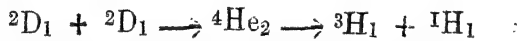
७ भारवाले समस्थानिक पर भी डूटेरोन का प्रभाव रथरफोर्ड और ओलिफेण्ट (Oliphant) ने देखा है। इनकी प्रक्रिया में एलफाकणों के अतिरिक्त न्यूट्रोन भी प्राप्त होता है—



लोरेन्स ने अपने प्रयोगों-द्वारा दिखाया है कि ड्यूटेरोन की टक्कर से एलफाकण और न्यूट्रोन ही नहीं, प्रत्युत कुछ तत्त्वों में प्रोटोन भी प्राप्त होते हैं।

रथरफोर्ड, हार्टक (Harteck) और ओलीफेंट ने केम्ब्रिज में अमोनियम क्लोराइड और अमोनियम सल्फेट, जिनमें साधारण हाइड्रोजन के स्थान में भारी हाइड्रोजन भर दिया गया था, ड्यूटेरोन का प्रभाव देखा। उनका कथन है कि प्रक्रिया में प्रोटोनों का अति तीव्र समूह विसर्जित हुआ। इतनी अधिक मात्रा में इतना वेगवान समूह और किसी प्रयोग में नहीं पाया गया था।

रथरफोर्ड का विश्वास है कि इन प्रक्रियाओं में कभी-कभी दो ड्यूटेरोन कणों में परस्पर संयोग हो जाता है, और बाद को प्रोटोन निकलने लगता है। इसके साथ ही साथ त्रिगुण-हाइड्रोजन (ट्राइटियम Tritium) का बनना संभवनीय है।



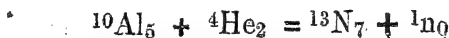
और जब न्यूट्रोन निकलता हो तो ३ भार वाला हीलियम समस्थानिक भी बनता है—



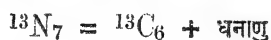
कृत्रिम रेडियमधर्मा तत्व

फरवरी १९३४ में जोलियोट (Joliot) और इरीन कुरी (Irene Curie) ने यह प्रकाशित किया कि जब ऐल्युमीनियम धातु के पत्र पर पोलोनियम-द्वारा विसर्जित एलफाकण आकर पड़ते हैं तो धनाणु (पोजिट्रोन) निकलने लगते हैं। पर पोलोनियम के अलग-हटा लेने पर इन धनाणुओं का निकलना बंद नहीं हो जाता है। ये कुछ समय तक और निकलते रहते हैं। तात्पर्य यह है कि धातुपत्र कुछ काल के लिए स्वयं रेडियम-धर्मा हो जाता है। बोरन से प्राप्त पदार्थ का 'अर्द्ध-जीवन-काल' (Half-life period) १४ मिनट, मैगनीसियम वाले का २ मिनट ३० सैकण्ड और ऐल्युमीनियम वाले का ३ मिनट १५ सैकण्ड है।

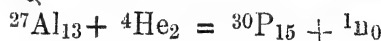
ऐल्युमीनियम पर एलफाकण का प्रभाव निम्न प्रकार होता है—



१३ भारवाला नाइट्रोजन संभवतः रेडियम-धर्मा पदार्थ है। इसमें से एक धनाणु निकलने पर स्थायी कार्बन शेष रह जाता है—



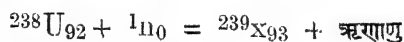
इसी प्रकार ऐल्यूमीनियम द्वारा रेडियमधर्मा फॉस्फोरस बनता है—



इन सब प्रक्रियाओं में न्यूट्रोन मुक्त होते हैं।

फर्मी प्रभावं और ९३ वां तत्त्व

कुछ वर्ष हुये फर्मी (Fermi) ने यह घोषणा की थी कि जब न्यूट्रोनो का संघर्ष यूरेनियम परमाणु से होता है तो धातु में रेडियमधर्म आ जाता है और इसमें से बीटा किरणें (ऋणाणु-समूह) निकलने लगती हैं। ऋणाणु के निकलने पर एक नया तत्त्व बन जाता है, जिसकी परमाणु-संख्या ९३ है। अब तक केवल ९२ तत्त्व ज्ञात थे, पर कृत्रिम विधि से बनाया गया यह ९३ वाँ तत्त्व है। इसके बनने का समीकरण इस भाँति है—



प्रक्रिया से पूर्व ९२ धनात्मकता थी। एक ऋणाणु निकलने से धनात्मकता एक बढ़ गयी और ९३ परमाणु-संख्या का तत्त्व 'फर्मी-तत्त्व' बन गया जिसका संकेत हमने समीकरण में "X" दिया है।

फर्मी की घोषणा से पूर्व यह तत्त्व कहीं प्राकृतिक रूप में नहीं पाया गया। बाद को ऐसा पता लगा कि पिचब्लैण्डो में ९३ वाँ तत्त्व मिला है जिसके गुण मैसूरियम (४३) या रैनियम (७५) से मिलते-जुलते हैं।

प्रश्न

१. फ्लोजिस्टनवाद का संक्षिप्त विवरण लिखिये। लेव्वासिये के प्रयोगों से इस युग की इतिश्री किस प्रकार हुई?

२. डाल्टन का परमाणुवाद कणाद के परमाणुवाद पर अवलम्बित है— इस उक्ति के तथ्य की मीमांसा कीजिये। डाल्टन के परमाणुवाद की सूक्ष्म रूप-रेखा दीजिये।

३. कीमियागरी के पुराने प्रयोगों का वर्णन दीजिये जिसमें शुद्ध धातुओं से बहुमूल्य धातुयें बनाने का प्रयास किया गया हो।

४. परमाणुभार निकालने की कुछ विधियाँ दीजिये।

५. रेडियम के समान पदार्थों से निकली हुई किरणों का विवरण दीजिये। इनसे रश्मिशक्तित्व की प्रक्रिया पर क्या प्रकाश पड़ता है? (पंजाब बी० एस-सी० १९४०)

६. परमाणुओं के विभाजन पर लार्ड रथरफोर्ड ने क्या कार्य किया? रथरफोर्ड के इस कार्य से परमाणु की रचना पर क्या प्रकाश पड़ता है? (प्रयाग बी० एस-सी० १९३१)

७. न्यूट्रोन और धनाणु की खोज का संक्षिप्त इतिहास लिखिये।

८. एक तत्त्व को दूसरे तत्त्व में किन-किन विधियों से परिवर्तित किया जा सकता है?

९. परमाणु संख्या किसे कहते हैं? निम्न तत्त्वों के परमाणुओं में ऋणाणुविन्यास चित्रित कीजिये—हीलियम, नाइट्रोजन, सोडियम, कैल्सियम, क्रोमीन, आर्गन।

अध्याय ३

मैंडलीफ का आवर्त-संविभाग

[Periodic Classification of Elements]

धातु और अधातु वर्ग—रसायन-शास्त्र के अध्ययन में तत्त्वों के वर्गीकरण से सहायता मिली है। तत्त्वों के भौतिक और रासायनिक गुणों के आधार पर इनको वर्गों में विभाजित करने का प्रयास लगभग १८१६-१८२६ से आरंभ होता है। इस समय से पूर्व तत्त्वों को धातु, अधातु, और उपधातु तीन समूहों में बाँटा जाता था। धातु में लीथियम, सोडियम, पोटैशियम, मैग्नीशियम के समान हलके तत्त्वों से लेकर सोना, चाँदी, ताँबा, पारा, प्लैटिनम, सीसा आदि के समान भारी घनत्व वाले तत्त्व तक रखे गये। अधातु वर्ग में हाइड्रोजन, ऑक्सीजन के समान गैस तत्त्व, ब्रोमीन और आयोडीन के समान वाष्पशील और कार्बन या सिलिकन के समान स्थायी अवाष्पशील तत्त्व तक सम्मिलित किये गये। उपधातु या अर्धधातु समूह में ऐसे तत्त्व रखे गये जिनमें धातु और अधातु दोनों के गुण विद्यमान थे जैसे आर्सेनिक, एंटीमनी, टेल्यूरियम आदि।

धातु वर्ग के तत्त्व भास्मिक ऑक्साइड बनाते हैं, खनिजाम्लों में ये बहुधा विलेय हैं, और घुलने पर हाइड्रोजन मुक्त करते हैं। ये तत्त्व हाइड्रोजन से कठिनता से ही संयुक्त होते हैं, और इस प्रकार बने हाइड्राइड अस्थायी अवाष्पशील पदार्थ ही हैं। पारे को छोड़ कर लगभग सभी धातु तत्त्व साधारण तापक्रम पर ठोस होते हैं, और बहुत ऊँचे तापक्रम पर ही बहुधा उड़ पाते हैं। धातु तत्त्व घनवर्धनीय एवं तन्य होते हैं—पीटने पर इनके पत्र बनते हैं और खींचने पर तार। इनके स्तर पर आभा या चमक होती है, जिसपर से रश्मियाँ प्रतिबिम्बित होती हैं। धातु तत्त्व ताप और विजली के अच्छे संचालक हैं। इनकी विद्युत्-बाधा (अवरोध) तापक्रम बढ़ने पर बढ़ जाती है। वाष्प अवस्था में इनके अणु बहुधा एक परमाणुक होते हैं।

अधातु वर्ग के तत्त्व अम्लीय ऑक्साइड बनाते हैं। ये बहुधा खनिजाम्लों में नहीं घुलते। हाइड्रोजन के योग से स्थायी यौगिक बनाते हैं, जो बहुधा वाष्पशील होते हैं। ये साधारण तापक्रम पर गैस, ठोस या द्रव तीनों रूपों में पाये जाते

हैं। कार्बन, बोरन और सिलिकन को छोड़कर शेष सभी नीचे तापक्रम पर ही वाष्पशील हैं। इन अधातु तत्त्वों में घनवर्धनीयता या तन्व्यता विशेष रूप से नहीं पायी जाती। न इनके स्तर पर धातुओं की आभा ही होती है। ये ताप और विद्युत् के अच्छे संचालक नहीं हैं। इनकी विद्युत् बाधा तापक्रम बढ़ने पर कम होती है (कार्बन विद्युत् का अच्छा चालक है)। वाष्प अवस्था में इनके अणु बहुधा बहुपरमाणुक होते हैं।

डोबरीनर के त्रिक समूह—डोबरीनर (Dobereiner) ने १८२० के लगभग तत्त्वों का अध्ययन करके यह देखा कि समान गुणों वाले तत्त्व तीन तीन के समूहों में पाये जाते हैं, जिन्हें त्रिक (triad) कहते हैं। एक ही त्रिक के तीनों तत्त्वों के परमाणुभार या तो लगभग परस्पर बराबर होते हैं, अथवा बीच वाले तत्त्व का परमाणुभार पहले और तीसरे तत्त्व का मध्यमान होता है—

समान परमाणुभार वाले त्रिक—

(१) लोहा	कोबाल्ट	निकेल
५५.८४	५८.९४	५८.६६
(२) रुथेनियम	रोडियम	पैलेडियम
१०१.७	१०२.९१	१०६.७
(३) ऑसमियम	इरीडियम	प्लैटिनम
१९०.२	१९३.१	१९५.२५

मध्यमान परमाणुभार वाले तत्त्व

(१) कैलसियम	स्ट्रोंशियम	बेरियम
४०.०८	८७.६३	१३७.३६

$$\frac{1}{2} (\text{कैलसियम} + \text{बेरियम}) = \frac{1}{2} (४०.०८ + १३७.३६) \\ = ८८.७२ = \text{स्ट्रोंशियम}$$

(२) क्लोरीन	ब्रोमीन	आयोडीन
३५.५	८०	१२७.

$$\frac{1}{2} (\text{क्लोरीन} + \text{आयोडीन}) = \frac{1}{2} (३५.५ + १२७) \\ = ८१ = \text{ब्रोमीन}$$

(३) गन्धक सेलेनियम टेल्यूरियम

३२

७६

१२८

$$\frac{1}{2} (\text{गन्धक} + \text{टेल्यूरियम}) = \frac{1}{2} (३२ + १२८)$$

$$= ८० = \text{सेलेनियम}$$

न्यूलैंड्स के सप्तक समूह— डोबरीनर के त्रिक समूह कुछ उपयोगी तो सिद्ध हुये, पर तत्त्वों के वर्गीकरण का पूरा उद्देश्य इनसे पूरा न हो सका। १८६१-१८६४ के लगभग न्यूलैंड्स (Newlands) नामक एक अंग्रेज वैज्ञानिक ने तत्त्वों को परमाणुभार के क्रम से वर्गीकृत करना आरम्भ किया। उसने एक के बाद एक क्रमशः गुरुतर परमाणुभारों की अपेक्षा से तत्त्वों को इस प्रकार रखा—

H	Li	Be	B	C	N	O
१	७	९	११	१२	१४	१६

इस प्रकार जब उसने ७ तत्त्व रख लिये तब ऑक्सीजन के आगे उसे आठवाँ तत्त्व क्लोरीन मिला, जो हाइड्रोजन के समान ही गैस था, नवाँ तत्त्व उसे सोडियम मिला जो लीथियम से मिलता जुलता था। अतः उसने आठवें तत्त्व से एक नयी पंक्ति आरम्भ की और इसके तत्त्वों को पहली पंक्ति के ठीक नीचे रखना आरंभ किया—

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
१९	२३	२४	२७	२८	३१	३२

गन्धक तक जब सात तत्त्व न्यूलैंड्स ने रख लिये, तो उसने देखा कि अब फिर आठवाँ तत्त्व क्लोरीन आता है, जो फ्लोरीन से मिलता जुलता है। यहाँ से उसने तीसरी पंक्ति आरंभ कर दी। उसे यह देख कर आश्चर्य हुआ कि क्लोरीन के बाद परमाणुभार के क्रम में पोटैशियम की बारी आती है, जो सोडियम से मिलता जुलता है। न्यूलैंड्स ने अपनी तीसरी पंक्ति सात तत्त्वों की निम्न प्रकार पूरी कर डाली—

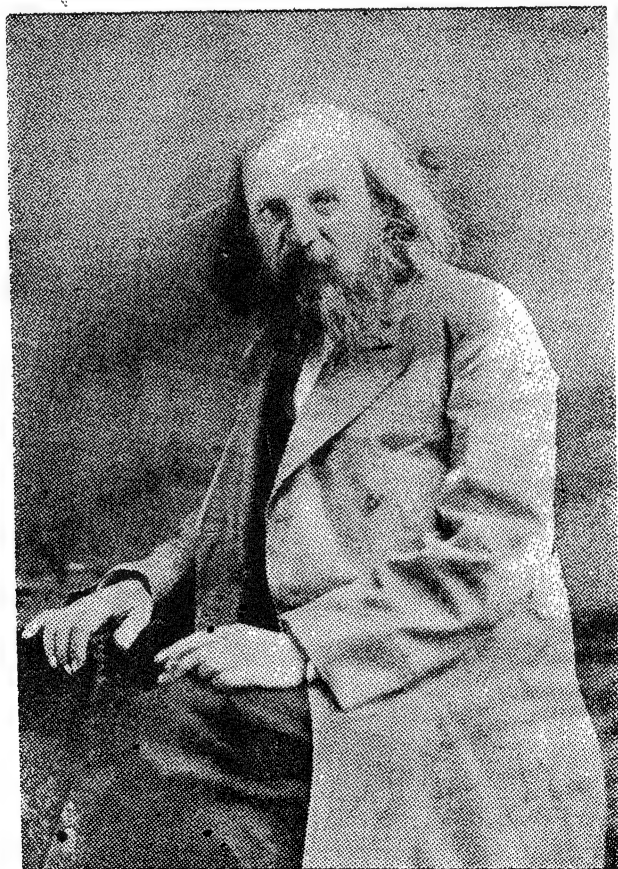
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
३५.५	३९	४०	५२	४८	५५	५६

यह बाद रखना चाहिये कि मैंडलीफ के समय में सब तत्त्व ज्ञात न थे, और बहुतां के ठीक परमाणुभार भी नहीं मालूम थे (नहीं तो वह क्रोमियम के बाद टाइटेनियम को न रखता)। कैलसियम तक तो यह क्रम ठीक चला। पर न्यूलैंड्स को यह विश्वास हो गया कि वर्गीकरण में सात-सात तत्त्वों की पंक्तियाँ बनायी जा सकती हैं। प्रत्येक पंक्ति को एक सप्तक (octave) कहते हैं। न्यूलैंड्स ने सप्तक का यह विचार 'सर ग म प ध नि'—संगीत के सप्तक से लिया था। न्यूलैंड्स अपने सप्तक-सिद्धान्त के प्रति इतना पक्कापानी हो गया, कि उसने तत्त्वों के मुख्य गुणों की अवहेलना करके भी फॉस्फोरस वर्ग में मैग्नीज को और गन्धक वर्ग में लोहे को रख दिया। स्पष्टतः यह वर्गीकरण अधिक महत्त्व का नहीं माना गया। इस सप्तक-सिद्धान्त का उपहास करते हुये फोस्टर (Foster) ने लंदन केमिकल सोसायटी के अधिवेशन में, १८६६ में यहाँ तक कह डाला कि न्यूलैंड्स यदि तत्त्वों के नामों के आद्यवर्ण के क्रम से भी वर्गीकरण कर डालें, तब भी कुछ न कुछ समान गुण मिल जायेंगे। अस्तु, २१ वर्ष बाद रायल सोसायटी ने न्यूलैंड्स को परमाणुभार के आधार पर तत्त्वों के वर्गीकरण के उपलब्ध में डेवी-पदक प्रदान किया।

न्यूलैंड्स ने जिस समय वर्गीकरण का यह प्रयास किया था, लगभग उसी समय १८६२ में डि-चैंकोर्टों (de Chancourtois) ने भी परमाणुभार के क्रम से एक वर्गीकरण आरंभ किया था। उसने सर्पिल-कुंडली के चारों ओर क्रम से तत्त्वों को रखना आरंभ किया। प्रत्येक तत्त्व का स्थान परमाणुभार के अनुपात में दूरी लेकर कुंडली पर रखा गया था। डि-चैंकोर्टों ने यह देखा कि ऐसा करने पर समान गुणवाले तत्त्व एक ही ऊर्ध्व रेखा में स्थान पा रहे हैं। वर्गीकरण के ये प्रयास अब केवल ऐतिहासिक महत्त्व के माने जाते हैं।

मैंडलीफ का आवर्त्तनियम—सन् १८६९ में रूस के प्रसिद्ध रसायनज्ञ मैंडलीफ (Mendeleeff) ने अपना आवर्त्तनियम घोषित किया—“तत्त्वों के भौतिक और रासायनिक गुण उनके परमाणुभारों के आवर्त्त फलक हैं।” मैंडलीफ ने भी न्यूलैंड्स के समान परमाणुभारों के क्रम से तत्त्वों का वर्गीकरण आरंभ किया, पर वह सप्तक-सिद्धान्त के प्रति अन्धविश्वासी न था, वर्गीकरण में उसने समान गुणों पर भी साथ-साथ ध्यान रखा। कहीं-कहीं तो उसे गुणों की समानता के समन्वय में परमाणुभार के क्रम की भी उपेक्षा करनी पड़ी। उदाहरणतः, आयोडीन का परमाणु भार (१२६.६२)

टेल्यूरियम के परमाणुभार (१२७.६१) से कम था, पर तब भी यह देखते हुये कि आयोडीन के रासायनिक गुण क्लोरीन के समान हैं, उसने टेल्यूरियम को पहले रक्खा और फिर आयोडीन को। इसी प्रकार उसने देखा कि निकेल के गुण ताँबे से मिलते जुलते हैं, अतः उसने लोहे के बाद कोबाल्ट को रक्खा, और फिर निकेल को, यद्यपि निकेल का परमाणुभार कोबाल्ट के परमाणुभार से कम था। मैण्डलीफ ने तत्वों का जो वर्गीकरण किया, उसका नाम “आवर्त्तसंविभाग” है। इसकी विशेषता आगे व्यक्त की जायगी। •



चित्र २६—मैण्डलीफ (१८३४-१९०७)

मैडलीफ के समय अनेक तत्त्वों का आविष्कार नहीं हुआ था। शून्य-समूह (हीलियम आदि निष्क्रिय गैसों) तो बिलकुल भी ज्ञात न था। अतः मैडलीफ के समय की तैयार की गयी सारणी इस समय की सारणी से भिन्न है। हम आज कल की संशोधित सारणी का विवरण यहाँ देंगे।

(१) मैडलीफ की पद्धति पर आजकल जो सारणी है उसमें ६ समूह हैं जो ऊर्ध्व रेखा में (ऊपर से नीचे) स्थित हैं। ये समूह क्रमशः शून्य समूह, प्रथम समूह, द्वितीय समूह, तृतीय समूह, चतुर्थ समूह, पंचम समूह, षष्ठ समूह, सप्तम समूह, और अष्टम समूह कहलाते हैं। अष्टम समूह को परिवर्त्तनीय समूह (Transitional group) भी कहते हैं।

(२) प्रथम समूह से लेकर सप्तम समूह तक का प्रत्येक समूह दो उपसमूहों में विभाजित है। इन्हें क—उपसमूह, और ख—उपसमूह कहते हैं। शून्य समूह और अष्टम समूह में कोई उपसमूह नहीं है।

(३) दायें से बायें को जाने वाली ७ अनुप्रस्थ श्रेणियाँ मैडलीफ के संविभाग में हैं। पहली श्रेणी में केवल हाइड्रोजन और हीलियम हैं। दूसरी और तीसरी श्रेणी में ८-८ तत्त्व हैं। चौथी श्रेणी लम्बी है, जिसमें १८ तत्त्व हैं (पोटैसियम से कृष्ण तक)। पाँचवी श्रेणी में रुबीडियम से ज़ीनन तक फिर १८ तत्त्व हैं। छठी श्रेणी में सीज़ियम से रेडन (निटन) तक ३२ तत्त्व हैं। सातवीं श्रेणी में केवल ६ तत्त्व हैं। इस प्रकार इन सातों श्रेणियों में ६२ तत्त्व हैं।

(४) चौथी, पाँचवीं, और छठी लम्बी श्रेणियों को दो-दो उपश्रेणियों में विभाजित करके सारणी में दिखाया गया है। पहली उपश्रेणी के तत्त्व बायीं ओर थोड़ा सा खिसका कर रखे गये हैं, और दूसरी उपश्रेणी के तत्त्व दाहिनी ओर थोड़ा सा खिसका कर रखे गये हैं। इस प्रकार खिसका कर रखने से समूहों के क—उपसमूह और ख—उपसमूह अच्छी तरह व्यक्त हो जाते हैं।

(५) अष्टम समूह में तीन-तीन तत्त्व (लगभग समान परमाणु भार वाले) एक-एक कोष्ठ में ही रख दिये गये हैं। ये तत्त्व ४, ५, ६ श्रेणियों की उपश्रेणियों के बीच में “ संयोजक ” का काम करते हैं।

(६) लैन्थेनम के बाद सीरियम (५८) से लेकर लुथेशियम (७१) तक के १४ तत्त्व ऊपर और नीचे के विभाग के बीच में पुल का काम करते हैं। ये सभी तत्त्व एक ही समूह के हैं। इन्हें तीसरे या चौथे समूह में रखा

जा सकता है। परमाणु भारों में थोड़ा-थोड़ा अन्तर है, पर भौतिक और रासायनिक गुणों में ये तत्त्व इतने समान हैं, कि सब को एक ही स्थान पर रखना पड़ता है। इन तत्त्वों के वर्ग को “दुर्प्राप्य पार्थिव” (Rare earths) नाम दिया गया है।

(७) अब तो आवर्त संविभाग के लगभग सभी तत्त्वों का (पूरे ६२ का) आविष्कार हो गया है। ८५ वां तत्त्व (एका-आयोडीन), ८७ वां तत्त्व (एक-सीज़ियम) और ६१ वां तत्त्व प्रोटोऐक्टिनियम बहुत सूक्ष्म अंशों में ही पाये गये हैं।

(८) ६२ वें तत्त्व यूरेनियम के बाद भी संविभाग में स्थान रिक्त हैं। ६३ वें, ६४ वें तत्त्व की भी कल्पना की जा चुकी है। इनमें से कुछ के कृत्रिम निर्माण के प्रमाण मिल चुके हैं। इन्हें यूरेनियमोत्तर तत्त्व (Transuranium elements) कहते हैं।

आवर्त संविभाग की विशेषतायें—(१) इस संविभाग से यह स्पष्ट है कि तत्त्वों के रासायनिक और भौतिक गुण उनके परमाणु भारों के आवर्त-फलक हैं, अर्थात् परमाणु भारों की अपेक्षा से यदि उत्तरोत्तर तत्त्वों को रक्खा जाय तो किसी विशेष स्थल से पूर्व के समान गुण वाले तत्त्व फिर से आने लगते हैं। इस घटना को ‘आवर्तन’ कहते हैं।

(२) समान गुण वाले तत्त्व या तो एक ही कोष्ठ में रक्खे गये हैं, जैसे लोहा, कोबाल्ट और निकेल, या उनके परमाणुभार नियत अन्तर पर उपस्थित होते हैं जैसे क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन; कैल्शियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम।

(३) एक समूह में (और एक ही उपसमूह में) रक्खे गये तत्त्वों की संयोज्यतायें भी एक ही हैं। प्रथम समूह के तत्त्व धनात्मक एक-संयोज्य (Monovalent) हैं, द्वितीय समूह के धनात्मक द्विसंयोज्य। चतुर्थ समूह तक यह धनात्मक संयोज्यता बढ़ती है। चतुर्थ में धनात्मक और ऋणात्मक दोनों संयोज्यतायें, चार हो जाती हैं। चतुःसंयोज्य होने के कारण कार्बन इसीलिये CH_4 और CCl_4 दोनों प्रकार के यौगिक देता है। इसके बाद ऋणात्मक संयोज्यता प्रधान होने लगती है।

सप्तम समूह में ऋणात्मक संयोज्यता—१ हो जाती है।

समूह	०	१	२	३	४	५	६	७
संयोज्यता	०	+१	+२	+३	+४	+५, -३	+६, -२	+७, -१

(४) जो तत्त्व प्रकृति में बाहुल्य से पाये जाते हैं, वे अधिकतर न्यून परमाणु भार वाले हैं, जैसे हाइड्रोजन, ऑक्सीजन, सोडियम, कैल्सियम, गंधक, फॉस्फोरस आदि ।

(५) मैंडलीफ के आवर्त्त-संविभाग में किसी भी तत्त्व का स्थान ज्ञात हो जाय, तो उसके आसपास और ऊपर नीचे वाले तत्त्वों के गुणों को देख कर इस तत्त्व के गुणों का भी अनुमान लगाया जा सकता है ।

रसायन शास्त्र के अध्ययन में मैंडलीफ के इस वर्गीकरण का बहुत ही अधिक महत्त्व है । इस ग्रन्थ का प्रत्येक अध्याय इस बात की पुष्टि करेगा ।

संविभाग में रिक्त स्थल—मैंडलीफ के समय में सभी तत्त्वों का आविष्कार नहीं हो पाया था । मैंडलीफ ने यह देखा कि यदि परमाणुभार के आधार पर तत्त्वों का वर्गीकरण किया जाय और साथ-साथ तत्त्वों के गुणों पर भी ध्यान रखा जाय, तो संविभाग में अनेक कोष्ठ खाली रह जाते हैं । इन रिक्त स्थलों के आधार पर मैंडलीफ को यह विश्वास हो गया, कि अभी रसायनज्ञों को इन तत्त्वों की खोज करनी है । उसका यह विश्वास इतना दृढ़ था कि उसने कुछ रिक्त कोष्ठ वाले तत्त्वों के संभवनीय गुणों की भी कल्पना कर डाली ।

उदाहरणतः मैंडलीफ ने यह देखा कि तृतीय समूह में दो तत्त्वों का स्थान रिक्त है । इन दो अज्ञात तत्त्वों का नाम उसने एका-ऐल्यूमीनियम और एका-बोरन रखा । इसी प्रकार चतुर्थ समूह में एक रिक्त कोष्ठ था, इसके लिये मैंडलीफ ने एका-सिलीकन की कल्पना की । मैंडलीफ ने इन तत्त्वों के भौतिक और रासायनिक गुणों का अनुमान लगाया । उसका कहना था कि “ एकासिलीकन ” (जिसका रिक्त स्थान गैलियम और आर्सेनिक के बीच में चतुर्थ समूह में था) के गुण सिलीकन, वंग, गैलियम और आर्सेनिक इन चारों के बीच के होंगे । बाद को एक तत्त्व जर्मेनियम की खोज हुई । जब इस तत्त्व का पता लग गया और इसके गुणों की जाँच की गयी तो इसमें बिलकुल वे ही गुण पाये गये, जिनकी भविष्यवाणी मैंडलीफ ने की थी । जर्मेनियम और एकासिलीकन के गुण तुलना के लिये नीचे दिये जाते हैं ।

एकासिलीकन, Es (१८७१) (मैंडलीफ का अनुमान)	जर्मेनियम, Ge (१८८६)
१. परमाणु भार ७२	परमाणु भार ७२.६
२. आपेक्षिक घनत्व ५.५	आपेक्षिक घनत्व ५.४७
३. परमाणुक आयतन १३	परमाणुक आयतन १३.२
४. रंग मैला धूसर	रंग धूसर श्वेत
५. जलने पर श्वेत चूर्ण ऑक्साइड EsO_2	जलने पर श्वेत ऑक्साइड GeO_2
६. भाप को कठिनाई से विभाजित करेगा।	पानी को विभाजित नहीं करता।
७. अम्ल के साथ क्षीण प्रतिक्रिया होगी।	हाइड्रोक्लोरिक एसिड से प्रतिकृत नहीं होता। अम्लराज से प्रतिक्रिया होती है।
८. क्षारों की विशेष प्रतिक्रिया नहीं होगी।	KOH घोल की प्रतिक्रिया नहीं होती। KOH के साथ गलाकर ऑक्सीकृत किया जा सकता है।
९. EsO_2 या $EsK_2 F_6$ पर सोडियम के प्रभाव से धातु तत्त्व मिलेगा।	GeO_2 को कार्बन से अवकृत करने पर और $GeK_2 F_6$ को सोडियम से प्रतिकृत करने पर तत्त्व मिलता है।
१०. EsO_2 का घनत्व ४.७ होगा। यह अमिश्रित पदार्थ है।	GeO_2 का घनत्व ४.७०३ है। यह अमिश्रित है।
११. $EsCl_4$ द्रव होगा, जिसका कथनांक १००° से कम होगा, और जिसका 0° पर घनत्व १.६ होगा।	$GeCl_4$ कथनांक ८६° है। १८° पर घनत्व १.८८७ है।
१२. EsF_4 फ्लोराइड गैस नहीं होगा।	$GeF_4 \cdot 3H_2 O$ सफेद ठोस पदार्थ है।
१३. कार्बनिक धातु यौगिक, $Es(C_2 H_5)_4$ का कथनांक १६०° और घनत्व ०.६६ होगा।	$Ge(C_2 H_5)_4$ यौगिक १६०° पर उबलता है। इसका घनत्व पानी के घनत्व से कुछ कम है।

मैंडलीफ ने जिस एका-ऐल्यूमीनियम की कल्पना की थी, उसके गुण गैलियम (१८७६) के गुणों से मिलते जुलते निकले। इसी प्रकार एकावोरन के गुण स्कैंडियम (१८७६) के समान सिद्ध हुये। इसी प्रकार मैंगनीज़ के समय में सप्तम समूह में मैंडलीफ ने एका-मैंगनीज़ और द्विमैंगनीज़ की कल्पना की थी। ये तत्त्व बाद को नोडक (Noddack) और टचे (Tache) ने १९२५ और १९२७ में पता लगाये। इनका नाम मैसूरियम और रैनियम रक्खा गया।

परमाणुभारों का संशोधन—मैंडलीफ के समय तत्वों के जो परमाणुभार ज्ञात थे, उनके आधार पर कई तत्वों का आवर्त संविभाग में स्थान ठीक नहीं बैठता था। इन तत्वों के गुण इन्हें अन्य कोष्ठकों में स्थान दे रहे थे। मैंडलीफ ने निश्चयपूर्वक यह विचार प्रस्तुत किया कि इन तत्वों के परमाणुभार ठीक नहीं हैं। बात यह थी कि तुल्यांक भार तो ठीक निकले थे, पर संयोज्यताएँ ठीक प्रकार निश्चित नहीं की जा सकी थीं। इस लिये दुविधा थी।

इंडियम का उदाहरण लीजिये। इसका तुल्यांक भार ३७.७ था। यह खनिजों में यशद (जस्ता) के साथ पाया जाता है, अतः इसका ऑक्साइड Incop समझा गया जिसमें यह द्विशक्ति है। पर यदि ऐसा है तो इसका परमाणुभार $37.7 \times 2 = 75.4$ हुआ। गुणों और परमाणुभार के क्रम के अनुसार इसे द्वितीय समूह में यशद के बाद स्थान मिलना चाहिये, पर इस जगह के कोष्ठक में कोई स्थान खाली नहीं है। इस जगह स्ट्रॉंशियम है ही। केवल परमाणुभार के हिसाब से इसे आर्सेनिक और सेलेनियम के बीच में स्थान मिलना चाहिये। पर गुणों के आधार पर इस जगह इंडियम का रखना अनुचित था। मैंडलीफ ने यह घोषित किया कि इंडियम की संयोज्यता २ नहीं है बल्कि ३ है, और इसलिये परमाणुभार $37.7 \times 3 = 113.1$ होना चाहिये। बात यह थी कि इंडियम की फिटकरियाँ भी बनती थीं जो केवल त्रिसंयोज्य तत्वों से बना करती थीं। ऐसा करने पर इसे कैडमियम और वंग के बीच में स्थान मिलना चाहिये। वहीं के कोष्ठक में स्थान भी रिक्त था। बाद के प्रयोगों से यह सिद्ध हुआ कि इंडियम का सच्चा परमाणुभार ११४.८ है। इस प्रकार मैंडलीफ का अनुमान

सच्चा निकला, और इंडियमका परमाणुभार आवर्त संविभाग के आधार पर ठीक ठीक निश्चय किया जा सका।

इसी प्रकार के संशोधन मैडलीफ ने बेरीलियम, सीज़ियम, यूरेनियम और प्लैटिनम के परमाणुभारों में भी किये।

प्लैटिनम, ऑस्मियम और इरीडियम के जो परमाणुभार उस समय ज्ञात थे उनके संबंध में मैडलीफ ने कहा कि ये कुछ कम होने चाहिये। यह बात बाद को ठीक सिद्ध हुई।

	ऑस्मियम	इरीडियम	प्लैटिनम
१८७० में	१८८.६	१८६.७	१८६.७
१८४० में	१८१.५	१८३.१	१८५.२३

इस प्रकार इन तीनों का क्रम भी जो १८७० में उलटा था, मैडलीफ के नियमानुसार ठीक कर दिया गया।

मैडलीफ ने यह भी कहा था कि आवर्त संविभाग में स्थिति देखते हुये आयोडीन का परमाणुभार टेल्यूरियम के परमाणुभार से अधिक होना चाहिये। पर मैडलीफ की इस धारणा की पुष्टि न हो सकी। इस अपवाद को परमाणुसंख्या और समस्थानिकों के आधार पर हम समझने में समर्थ हुये हैं जैसा कि आगे दिखाया जायगा।

आवर्त संविभाग में अपवाद—आज्ञ कल के भी आवर्त संविभाग में परमाणुभारों के क्रम की दृष्टि से कई अपवाद पाये जाते हैं—

[१] आर्गन का परमाणुभार ३६.६४ है और पोटैसियम का ३६.०६६। अतः पोटैसियम को पहले स्थान मिलना चाहिये, और फिर आर्गन को। पर संविभाग में इनका उलटा है।

[२] टेल्यूरियम का परमाणुभार १२७.६१ है और आयोडीन का १२६.६२। इस क्रम से संविभाग में टेल्यूरियम के पहले आयोडीन होना चाहिये, पर है इसके उलटा।

[३] कोबाल्ट का परमाणुभार ५८.९४ है और निकेल का ५८.६९। इस दृष्टि से निकेल को पहले रखना चाहिये और तब कोबाल्ट को। पर नियम का यहाँ भी उल्लंघन है।

ये तीन अपवाद हैं। अब हम यह जानते हैं कि परमाणुभारों की अपेक्षा परमाणुसंख्या का अधिक महत्व है। संविभाग में तत्वों का क्रम परमाणुसंख्या के हिसाब से है। आर्गन की परमाणुसंख्या १८ है, और फिर पोटैशियम की १९; इसी प्रकार टेल्यूरियम की ५२ है और उसके आगे आयोडीन की परमाणुसंख्या ५३ है। कोबाल्ट की परमाणुसंख्या २७ है, और उसके बाद निकेल को स्थान मिला है क्योंकि इसकी परमाणुसंख्या २८ है। परमाणुसंख्याएँ एन्सरशिम्यों के वर्णानुक्रम के आश्रय पर निश्चित की गयी हैं। अतः हम देखते हैं कि परमाणुसंख्या के आश्रय पर जिन तत्वों की स्थिति आवर्त-संविभाग में अपवादस्वरूप समझी जाती थी, वह अब परमाणुसंख्या के आधार पर अपवाद नहीं रहती। मैंडलीफ के आवर्त नियम को अब हम संशोधित रूप में इस प्रकार व्यक्त कर सकते हैं—

“तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुण उन तत्वों की परमाणुसंख्या के आवर्त फलक हैं।”

आवर्त-संविभाग और समस्थानिक—प्राउट (Prout) ने १८१५ में यह कल्पना प्रस्तुत की थी कि सभी तत्वों के परमाणुभार पूर्णसंख्या में होने चाहिये, न कि दशमलवों में। यह कल्पना क्लोरीन के सम्बन्ध में बिल्कुल निकम्मी निकली। डेवी ने यथार्थ प्रयोगों द्वारा यह सिद्ध कर दिया कि क्लोरीन का परमाणुभार ३५.५ के लगभग है, और त्रुटियों की संभावना पर विचार रखते हुये भी यह परमाणुभार पूर्ण संख्या ३५ या ३६ नहीं माना जा सकता। प्राउट की यह भी कल्पना थी कि सभी तत्व हाइड्रोजन के संघट्टीकरण से बने हैं, और इसी लिये सब का परमाणुभार पूर्ण संख्या होगा।

प्राउट की कल्पना रसायन क्षेत्र से विलुप्त हो गयी पर जब से रेडियमधर्मा तत्वों पर कार्य आरम्भ हुआ, यह स्पष्ट होने लगा कि तत्वों के परमाणुभार भिन्न-भिन्न भी हो सकते हैं। रेडियमधर्मा खनिजों के निकट जो सीसा पाया जाता है, उसका परमाणुभार २१६.०८ से लेकर २०६.३४ तक मिलता है, पर सामान्यतः प्राप्त सीसे का परमाणुभार २०७.२१ है।

ऐसा क्यों है? अब हम यह जानते हैं, कि तत्वों की मुख्यता उसकी परमाणुसंख्या (Atomic number) है, न कि उसका परमाणुभार। एक परमाणुसंख्या होते हुये भी उसी तत्व के कई परमाणुभार हो सकते हैं।

हमारे साधारण सीसे में कुछ परमाणु ऐसे हैं जिनका परमाणुभार २०४ है, कुछ का २०६, कुछ का २०७ और कुछ का २०८ है, पर सब की परमाणु-संख्या ८२ ही है। तत्त्वों की परमाणुसंख्या यह निश्चय करती है, कि आवर्त-संविभाग में उनका स्थान क्या है। एक ही तत्त्व के परमाणुभार कई हो सकते हैं। सभी परमाणुभार वाले ये तत्त्व आवर्त-संविभाग में एक ही स्थान पावेंगे। इन्हें इसी लिये समस्थानिक (Isotope) कहते हैं। सीसे के चार समस्थानिक प्रसिद्ध हैं, २०४, २०६, २०७ और २०८। साधारण सीसे में इनकी प्रतिशतता निम्न प्रकार है—

सीसा २०८—५०.१%

२०६—२८.३%

२०७—२०.१%

२०४—१.५%

इसी कारण साधारण सीसे का परमाणुभार २०७.२१ है।

समस्थानिकों के परमाणुभारों को मात्रा-संख्या (Mass number) भी कहते हैं। ये मात्रा-संख्यायें सदा पूर्ण संख्या होती हैं। इस प्रकार समस्थानिकों ने प्राउड की कल्पना को सच्चा सिद्ध कर दिया है। साधारण क्लोरीन का परमाणुभार ३५.४६ इसलिये है, कि इसमें ३५ मात्रा-संख्या वाला समस्थानिक ७६ प्रतिशत और ३७ मात्रा-संख्या वाला समस्थानिक २४ प्रतिशत है। इस अनुपात में दोनों समस्थानिक मिलने पर औसत परमाणुभार ३५.४६ देंगे।

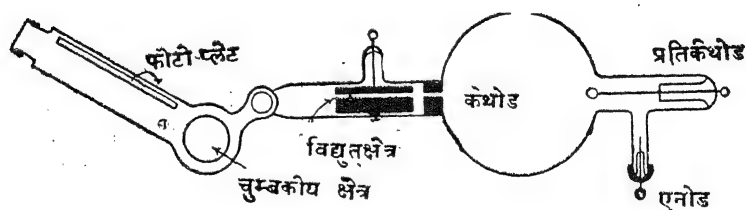
समस्थानिकों की एक सारणी पीछे दी जा चुकी है। यहां कुछ मुख्य समस्थानिक प्रतिशतता सहित दिये जाते हैं।

तत्त्व	परमाणु संख्या	परमाणुभार	मात्रा-संख्या (समस्थानिक)	प्रतिशतता
हाइड्रोजन	१	१.००८	१	९९.९८
लीथियम	३	६.९४	२	०.०२
			६	७.६
कार्बन	६	१२.००	७	९२.१
			१२	९९.३
			१३	०.७

तत्व	परमाणु संख्या	परमाणु भार	मात्रा संख्या (समस्थानिक)	प्रतिशतता
गन्धक	१६	३२.०६४	३२	९६.०
			३३	१.०
			३४	३.०
क्लोरीन	१७	३५.४५७	३५	७६
			३७	२४
लोहा	२६	५५.८४	५४	६.५
			५६	९०.२
			५७	२.८
			५८	०.५
निकेल	२८	५८.३६	५८	६६.४
			६०	२६.७
			६१	१.६
			६२	३.७
			६४	१.६
ताँबा	२९	६३.५७	६३	६८
			६५	३२
यशद	३०	६५.३८	६४	५०.४
			६६	२७.२
			६७	४.२
			६८	१७.८
ब्रोमीन	३५	७९.९१६	७०	०.४
			७९	५०.६
			८१	४९.४
चाँदी	४७	१०७.८८	१०७	५२.५
			१०९	४७.५
एस्टीमनी	५१	१२१.७७	१२१	५६
			१२३	४४

तत्वों के समस्थानिक निकालने में एस्टन (Aston) ने सब से अधिक कार्य किया। समस्थानिकों की मात्रा-संख्या निकालने के यन्त्र को "मास-स्पेक्ट्रोग्राफ" या मात्रा-अनुक्रमचित्रक कहते हैं। मान लो कि चाँदी के समस्थानिक शत करने हैं। बिस्मिथली में एनोड (धन-द्वार) पर चाँदी

को ऊँचे तापक्रम तक गरम करते हैं। चाँदी के कुछ ऋणाणुओं को धनद्वारा अपने धन आवेश को शिथिल करने के लिये शोषण कर लेता है। चाँदी के परमाणुओं के धनकेन्द्र धन-रश्मि के रूप में आगे बढ़ते हैं। धन-रश्मि के वेग को ऋण और धन-ध्रुवों (चित्र २७) के बीच में स्थापित विद्युत् क्षेत्र



चित्र २७—मात्रा-अनुक्रम-चित्रक

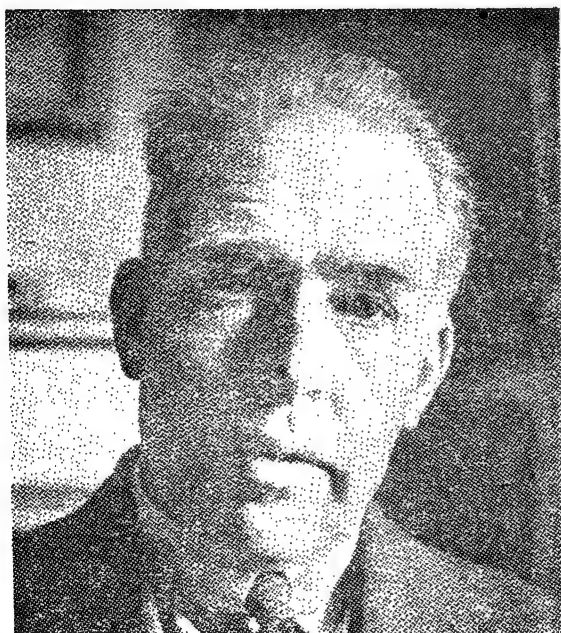
में प्रवाहित करके बढ़ा देते हैं। फिर इस रश्मि-पुंज को विद्युत्-चुम्बक के बीच में होकर प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर यह रश्मि मुड़ जाती है, क्योंकि धन केन्द्र चुम्बक के ऋण क्षेत्र की ओर मुड़ते हैं। यह रश्मि अब फोटोग्राफी के फिल्म पर पड़ती है, और वहाँ इसका चित्र बन जाता है। इस चित्र की स्थिति देखकर मात्रा-संख्या की गणना की जा सकती है।

आवर्त संविभाग में हाइड्रोजन का स्थान—हाइड्रोजन की परमाणु-संख्या १ है, यह तत्त्वों के क्रम में सब से पहला है। आवर्त संविभाग में इसे किस समूह में स्थान मिलना चाहिये, इस पर विवाद रहा है। परमाणु-संख्या की दृष्टि से इसे हीलियम के ठीक पहले स्थान मिलना चाहिये, अर्थात् सातवें समूह में क्लोरीन के ऊपर। यह फ्लोरीन और क्लोरीन के समान गैस भी है। इनके समान ही यह द्विपरमाणुक है (Cl_2 की तरह H_2), न कि सोडियम आदि की तरह इसका अणु एक परमाणुक है। जैसे कार्बन के साथ क्लोरीन CCl_4 यौगिक बनाती है वैसे ही हाइड्रोजन भी CH_4 देता है, इसी प्रकार Si Cl_4 और Si H_4 संगठन में समान हैं। इन युक्तियों के आधार पर इसे क्लोरीन के समूह में ही अर्थात् सप्तम समूह में स्थान मिलना चाहिये।

पर हाइड्रोजन सोडियम आदि प्रथम समूही तत्त्वों के समान एक-संयोजक धनात्मक है। इसके आयन Na^+ के समान H^+ हैं। यह क्लोरीन, आदि तत्त्वों से वैसे ही आसानी से संयुक्त होता है जैसे कि सोडियम। हाइड्रोजन

सोडियम आदि तत्त्वों के साथ स्थायी यौगिक नहीं देता। इन युक्तियों के आधार पर हाइड्रोजन को प्रथम समूह में स्थान मिलना चाहिये।

वस्तुतः तत्त्वों के ऋणाणु-उपक्रम के आधार पर यह प्रश्न ही नहीं उठता कि इसे किस समूह में स्थान दिया जाय। पहली परिधि पर दो ही ऋणाणु रह सकते हैं, अतः पहली श्रेणी में दो ही तत्त्वों के लिये स्थान है— हाइड्रोजन और हीलियम।



चित्र २८—नील्स बोर (जन्म १८८५)

शून्य समूह के तत्त्व—जिस समय मैंडलीफ ने आवर्तसंविभाग की आयोजना की थी उस समय आर्गन, हीलियम आदि तत्त्वों का पता न था। लार्ड रेले (Rayleigh) ने १८६४ में आर्गन का पता लगाया और इसके बाद सर विलियम रैमज़े (Ramsay) ने हीलियम, कृप्टन, ज़ीनन और रेडन की खोज की। अब प्रश्न था कि इन गैसों को संविभाग में कहाँ स्थान दिया जाय। रैमज़े ने यह कल्पना प्रस्तुत की कि एक ओर तो प्रबल धनात्मक

प्रथम समूह के तत्त्व हैं और दूसरी ओर के प्रबल ऋणात्मक सप्तम समूह के हैलोजन तत्त्व हैं। इन दोनों के बीच में एक ऐसा निष्क्रिय समूह होना चाहिये जिसके तत्त्व न ऋणात्मक हों, और न धनात्मक। इस समूह का नाम “शून्य समूह” रखा गया, और हीलियम, नेओन, आर्गन, कृप्टन, ज़ीनन और रेडन (निटन) को इस समूह में स्थान मिला। परमाणुसंख्या के नियम ने इस धारणा की पुष्टि की।

ऋणात्मक सप्तम समूह	शून्य समूह	धनात्मक प्रथम समूह
	He २	Li ३
F ६	Ne १०	N ११
Cl १७	A १८	K १९
Br ३५	Kr ३६	Rb ३७
I ५३	Xe ५४	Cs ५५

संविभाग के संयोजक समूह—मैंडलीफ़ के आवर्तसंविभाग में कई प्रकार के संयोजक समूह हैं—

(१) चतुर्थ समूह इस अर्थ में संयोजक है कि इसके पहले के तीन समूह में प्रबल धनात्मक तत्त्व और आगे के तीन समूहों में प्रबल ऋणात्मक तत्त्व हैं। इस समूह के तत्त्व CCl_4 , CH_4 ; SiH_4 , SiCl_4 ; आदि दोनों प्रकार के यौगिक देते हैं, अर्थात् न ये ऋणात्मक हैं, और न धनात्मक।

(२) अष्टम समूह के तत्त्व इस अर्थ में संयोजक हैं, कि ये दीर्घ श्रेणियों की दोनों उपश्रेणियों को जोड़ते हैं—(Fe, Co, Ni) ये एक उपश्रेणी K...Mn और दूसरी उपश्रेणी Cu...Br के बीच में स्थित हैं।

(३) शून्य समूह के हीलियम से रेडन तक के तत्त्व इस अर्थ में संयोजक हैं कि ये प्रबल धनात्मक प्रथम समूह और प्रबल ऋणात्मक सप्तम समूह के बीच में हैं।

(४) द्रुष्टान्य पाँचवें तत्त्व लेन्थेनम के पहले के और हेफ़नियम के बाद के तत्त्वों के बीच में पुल का कार्य करते हैं, इस अर्थ में ये भी संयोजक हैं।

चित्र २६—लोथरमेयर का वक्र

दे दिया जाय, तो जो भागफल आवेगा, उसे परमाणु-आयतन कहते हैं। लोथर मेयर ने एक वक्र इस प्रकार खींचा कि य-अक्ष पर उसने परमाणुभार लिये और र-अक्ष पर परमाणु-आयतन (चित्र २९)। ऐसा करने पर उसे एक आवर्त-वक्र मिला, अर्थात् ऐसा वक्र जो पहले ऊपर चढ़ता है, और कुछ दूर जाकर फिर नीचे उतरता है, और फिर ऊपर उठता है, और फिर नीचे उतरता है। ऐसा लगभग ५-६ बार होता है ? इस वक्र से निम्न विशेषतायें स्पष्ट होती हैं—

(१) वक्र के शिखर पर लीथियम, सोडियम, पोटैसियम, रुबीडियम और सीज़ियम तत्त्व हैं (प्रथम समूही चार तत्त्व)।

(२) शिखर से बायीं ओर नीचे उतर कर चार तत्त्वों से ठीक पहले शून्य-समूही तत्त्व नेओन, आर्गन, कृप्टन, ज़ीनन, निटन आदि हैं।

(३) शून्य तत्त्वों के नीचे ही फिर सप्तम समूह के हैलोजन तत्त्व-फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन हैं।

(४) वक्र के शिखर से दायीं ओर नीचे उतरने पर द्वितीय समूह के मुख्य तत्त्व बेरीलियम, मैगनीसियम, कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम मिलेंगे।

(५) इसी प्रकार सभी वक्रों में तृतीय और चतुर्थ समूह के तत्त्वों की स्थितियाँ समान हैं।

(६) अष्टम समूह के संयोजक तत्त्व (लोहा, कोबाल्ट, निकेल); (रुथेनियम, रोडियम, पैलेडियम); और (आयरनियम, इरीडियम, प्लैटिनम) इन वक्रों के पैंदों में समान रूप से स्थित हैं। और इनसे ठीक ऊपर पैंदे के दाहिनी ओर के भाग पर क्रमशः ताम्र, रजत, और स्वर्ण हैं। और पैंदे के ठीक बायीं ओर मैंगनीज़, मेसूरियम, रैनियम; और इनसे पूर्व क्रोमियम, मॉलिब्डेनम और टंगस्टन हैं। -

अभिप्राय यह है, कि जो विशेषतायें मैडलीफ के संविभाग से व्यक्त होती हैं, वे ही लोथर मेयर के आवर्त वक्र से भी। आज कल के लोथर मेयर वक्र में य-अक्ष पर परमाणुभार न लेकर परमाणु संख्या अंकित करते हैं।

आवर्तता और अन्य भौतिक गुण—परमाणुभार (अथवा परमाणु-संख्या) और परमाणु आयतन की अपेक्षा से जिस प्रकार का आवर्त वक्र मिलता है, लगभग उसी प्रकार के आवर्त वक्र परमाणुभार और अन्य भौतिक गुणों की अपेक्षा से भी मिलेंगे, आयनीकरण विभव (ionisation

potential) किस प्रकार परमाणुसंख्या के अनुसार आवर्त रूप में परिवर्तित होता है यह निम्न अंकों से स्पष्ट हो जायगा—

तत्त्व	परमाणु आय० संख्या	विभव	तत्त्व	परमाणु आय० संख्या	विभव	तत्त्व	परमाणु आय० संख्या	विभव	तत्त्व	परमाणु आय० संख्या	विभव
H	१	१३.५									
He	२	२४.५									
Li	३	५.४	Na	११	५.१	K	१९	४.३	Rb	३७	४.१
Be	४	९.३	Mg	१२	७.६	Ca	२०	६.१	Sr	३८	५.७
B	५	८.३	Al	१३	५.९	Sc	२१	६.६	In	४९	५.८
C	६	११.२	Si	१४	८.१	Ge	३२	७.८	Sn	५०	७.४
N	७	१४.५	P	१५	१३.३	As	३३	—	Sb	५१	८.३
O	८	१३.६	S	१६	१०.३	Se	३४	९.५	Te	५२	—
F	९	१८.६	Cl	१७	१३.०	Br	३५	११.६	I	५३	१०.२
Ne	१०	२१.५	A	१८	१५.७	Kr	३६	१३.९	Xe	५४	१२.१
			Cu	२९	७.७	Ag	४७	७.५	Au	७९	९.२
			Zn	३०	९.३	Cd	४८	८.९	Hg	८०	१०.४
			Cr	२४	६.७	Mo	४२	७.३	W	७४	—
			Mn	२५	७.४	Ma	४३	—	Re	७५	—
			Fe	२६	७.८	Ru	४४	७.७	Os	७६	—
			Co	२७	७.८	Rh	४५	७.७	Ir	७७	—
			Ni	२८	७.६	Pd	४६	८.३	Pt	७८	९.२

इन अंकों से स्पष्ट है कि प्रत्येक श्रेणी में आयनीकरण-विभव नियमानुसार बढ़ता जाता है। चार तत्त्वों का सब से कम है, और शून्य समूही तत्त्वों का सब से अधिक। इसी प्रकार की समानता उपश्रेणी वाले तत्त्वों में भी मिलती है।

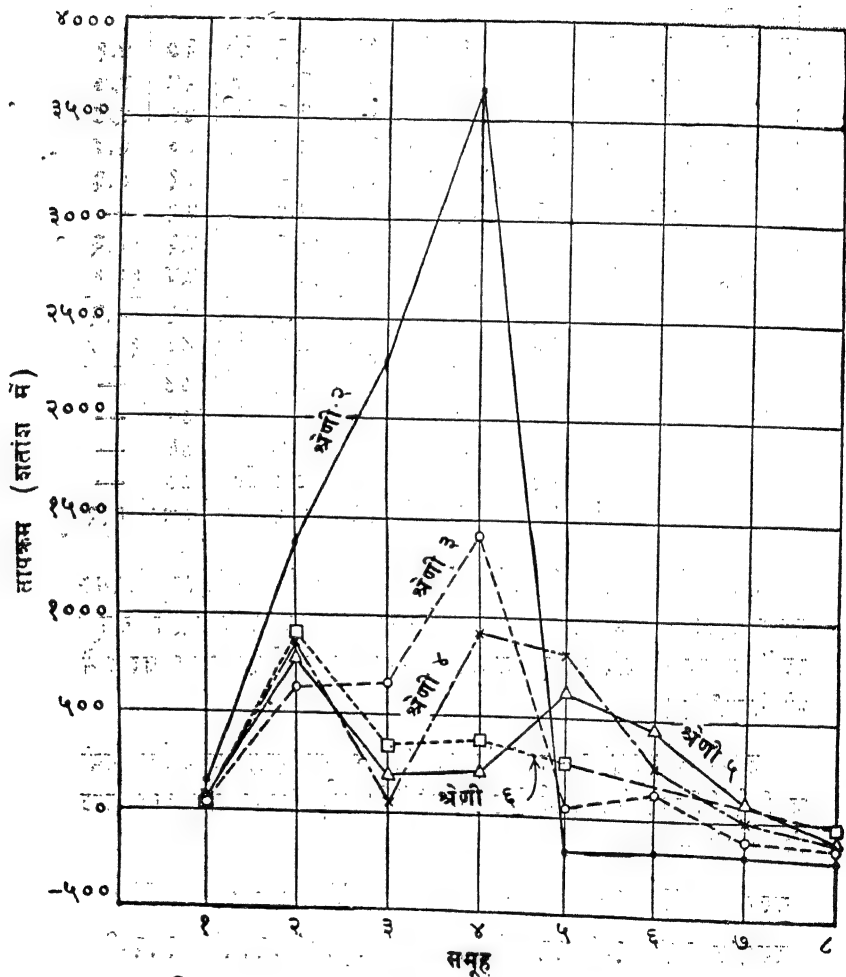
तत्त्वों के द्रवणांक—तत्त्वों के द्रवणांकों में भी कुछ आवर्तता पायी जाती है (चित्र ३०)। चतुर्थ श्रेणी के तत्त्वों के द्रवणांक से यह बात स्पष्ट हो जायगी—

तत्त्व	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn
द्रवणांक	६२०	८१० ^०	१२०० ^०	१८०० ^०	१७१० ^०	१६१५ ^०	१२६० ^०

ये द्रवणांक चतुर्थ समूह (Ti) तक बढ़ते हैं, और फिर उत्तरोत्तर कम होते जाते हैं।

प्रथम समूह (क-उपसमूह) के तत्त्वों में परस्पर भी एक क्रम दिखायी देता है—

तत्त्व	Li	Na	K	Rb	Cs
द्रवणांक	१८६ ^०	९७.५ ^०	६२ ^०	३८ ^०	२६ ^०

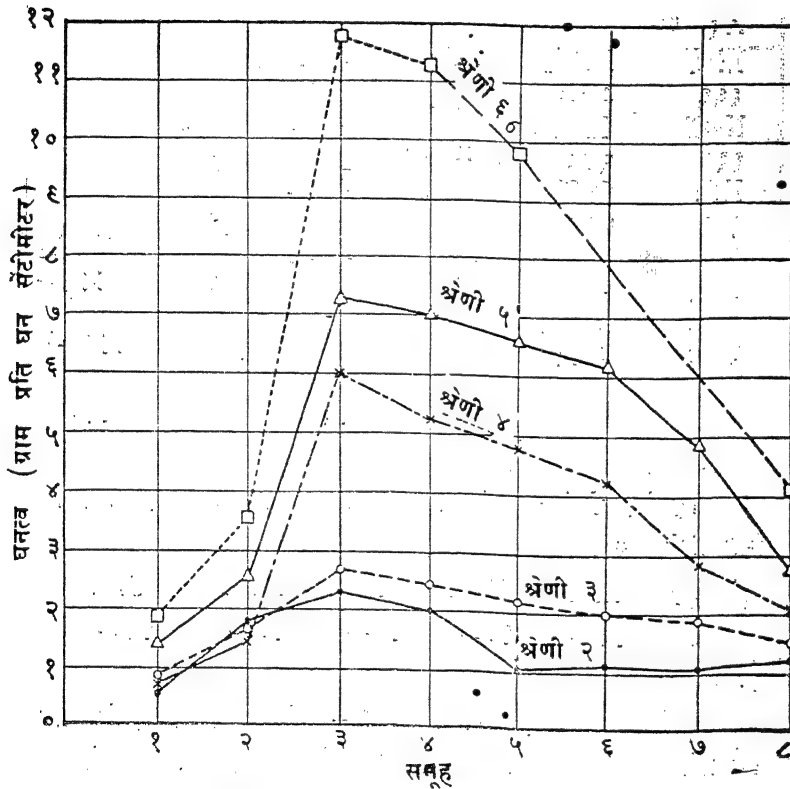


चित्र ३०-तत्त्वों के द्रवणांकों में आवर्त नियम

अर्थात् जैसे-जैसे परमाणुभार बढ़ता जाता है, द्रवणांक कम होते जाते हैं।

आपेक्षिक ताप—एक ही समूह के तत्वों के आपेक्षिक ताप में भी क्रम दिखायी देता है—

तत्व	Cl	Br	I	Mg	Zn	Cd
आपेक्षिक ताप	०.२३	०.११	०.०५	०.२५	०.०६	०.०५



चित्र ३१-तत्वों के घनत्वों में आवर्त नियम

इस प्रकार के क्रमों का उल्लेख आगे के अध्यायों में स्थान-स्थान पर कर दिया गया है।

तत्त्वों के यौगिकों में आवर्त्तता—न केवल तत्त्वों के गुणों में, प्रत्युत उनके यौगिकों के गुणों में भी आवर्त्तता कभी कभी व्यक्त होती है। नीचे की सारणी में गलित (fused) क्लोराइडों की विद्युत् चालकतायें उनके द्रवणांकों पर दी गयी हैं जिनसे यह बात स्पष्ट है।

समूह १	२	३	४	५	६
HCl ८१०.६					
LiCl १६६	BeCl ₂ ८०.०८६	BCl ₃ ०	CCl ₄ ०		
NaCl १३३	MgCl ₂ २८८	AlCl ₃ १.५ × १० ^५	SiCl ₄ ०	PCl ₅ ०	
KCl १०३	CaCl ₂ ५१.६	ScCl ₃ १५	TiCl ₄ ०	VCl ₅ ०	
RbCl ७८.२	SrCl ₂ ५५.७	YCl ₃ ६.५	ZrCl ₄ —	NdCl ₅ २ × १० ^७	MoCl ₆ १.८ × १० ^{-६}
CsCl ६६.७	BaCl ₂ ६४.६	LaCl ₃ २६	ThCl ₄ १६	TaCl ₅ ३ × १० ^७	WCl ₆ २ × १० ^{-६}
					UCl ₆ ०.३४

कुछ क्लोराइडों के कथनांक भी आवर्त्तता प्रदर्शित करते हैं जैसा कि निम्न अंकों से स्पष्ट है—

क्लोराइड	LiCl	NaCl	KCl	RbCl	CsCl
कथनांक	१३५० ^०	१४७० ^०	१५०० ^०	१४०० ^०	१२७० ^०

(१ वातावरण पर)

तत्त्वों के वर्गीकरण के अन्य प्रयास—तत्त्वों के वर्गीकरण के अब तक अनेक प्रयास किये गये हैं। संयोजक समूहों एवं दुष्प्राप्य पार्थिवों की स्थिति का सब से सुन्दर चित्रण जूलियस थॉमसन (Julius Thomson) ने किया था जो यहाँ दिया जाता है (चित्र ३२)। इसके आधार पर ही बोर (Bohr) ने अपना ऋणाणु उपक्रम निर्धारित किया। ऋणाणु सिद्धान्त की दृष्टि से यह सब से अधिक सुन्दर और स्पष्ट है।

रेडियमधर्मा पदार्थों का विभाजन और आवृत्त संविभाग—

रेडियम या यूरेनियम के समान तत्वों के केन्द्र विभाजित होने पर एलफा या बीटा कण देते रहते हैं। प्रत्येक एलफा कण के निकलने पर

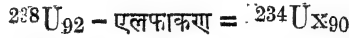
He ₂																																				
H ₁	Li ₃	Be ₄	B ₅	C ₆	N ₇	O ₈	F ₉	Ne ₁₀																												
	Na ₁₁	Mg ₁₂	Al ₁₃	Si ₁₄	P ₁₅	S ₁₆	Cl ₁₇	Ar ₁₈																												
	K ₁₉	Ca ₂₀	Sc ₂₁	Ti ₂₂	V ₂₃	Cr ₂₄	Mn ₂₅	Fe ₂₆	Co ₂₇	Ni ₂₈	Cu ₂₉	Zn ₃₀	Ga ₃₁	Ge ₃₂	As ₃₃	Se ₃₄	Br ₃₅	Kr ₃₆																		
	Rb ₃₇	Sr ₃₈	Y ₃₉	Zr ₄₀	Nb ₄₁	Mo ₄₂	Tc ₄₃	Ru ₄₄	Rh ₄₅	Pd ₄₆	Ag ₄₇	Cd ₄₈	In ₄₉	Sn ₅₀	Sb ₅₁	Te ₅₂	I ₅₃	Xe ₅₄																		
	Cs ₅₅	Ba ₅₆	La ₅₇	Ce ₅₈	Pr ₅₉	Nd ₆₀	Pm ₆₁	Sm ₆₂	Eu ₆₃	Gd ₆₄	Tb ₆₅	Dy ₆₆	Ho ₆₇	Er ₆₈	Tm ₆₉	Yb ₇₀	Lu ₇₁	Hf ₇₂	Ta ₇₃	W ₇₄	Re ₇₅	Os ₇₆	Ir ₇₇	Pt ₇₈	Au ₇₉	Hg ₈₀	Tl ₈₁	Pb ₈₂	Bi ₈₃	Po ₈₄	At ₈₅	Rn ₈₆				
			Ra ₈₈	Ac ₈₉	Th ₉₀	Pa ₉₁	U ₉₂																													

चित्र ३२—जूलियस श्वेगसन द्वारा वर्गीकरण

परमाणुभार में ४ की कमी और परमाणुसंख्या में २ की कमी हो जाती है क्योंकि एलफा कण द्रव्याविष्ट हीलियम परमाणु है—

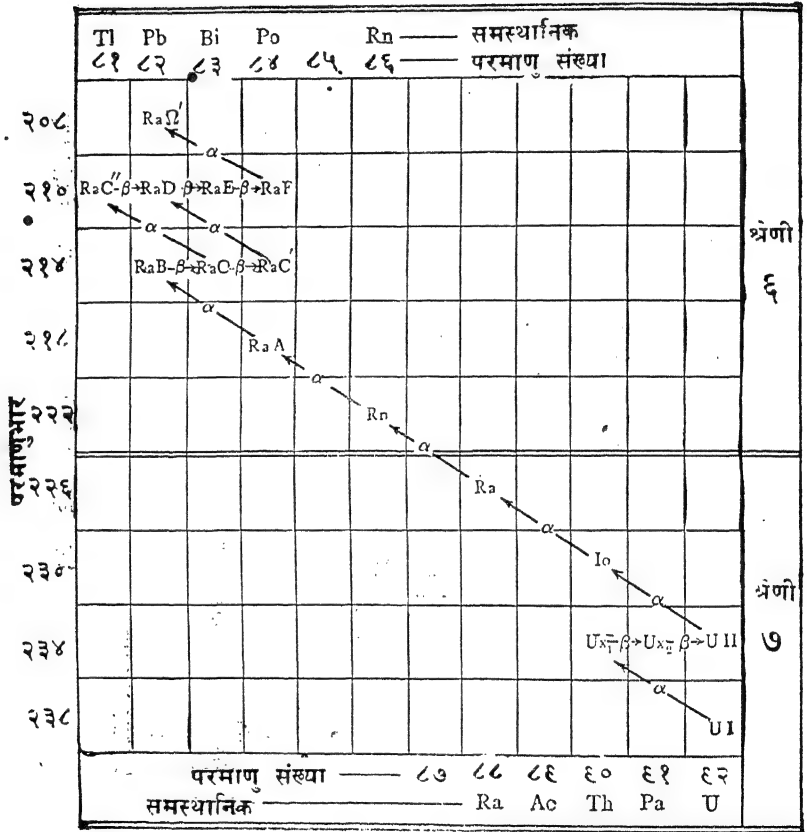
$$\text{एलफा कण} = {}^4\text{He}_2$$

परमाणुसंख्या का २ कम हो जाने का यह अर्थ है कि विभाजन के अनन्तर बने नये तत्व का आवर्त-संविभाग में स्थान दो खाने पीछे होगा।



छठा समूह → चौथा समूह

यूरेनियम छठे समूह का तत्व है, और एलफा कण दे डालने पर यह ४थे समूह का तत्व रह जाता है।



चित्र ३३—रेडियमधर्मा पदार्थों में स्थानान्तरण नियम

रेडियमधर्मा परमाणु जब बीटा कण (जो ऋणाणु हैं) दे डालते हैं, तो परमाणुभार में कोई विशेष अन्तर नहीं आता, क्योंकि ऋणाणुओं का भार

नहीं के बराबर है। पर कण पर एक इकाई ऋण आवेश है, अतः इसके निकल जाने पर केन्द्र पर १ ऋण आवेश की कमी हो जाती है, अर्थात् परमाणु-संख्या १ बढ़ जाती है। इसका अभिप्राय यह है कि नये तत्व का स्थान आवर्त संविभाग में १ खाना आगे की ओर होगा।

$$U_X - \text{बीटा कण} = U_{X2}$$

$$६० \quad \quad \quad ६१$$

$$४\text{वाँ समूह} \rightarrow ५\text{वाँ समूह}$$

$$U_{X2} - \text{बीटा कण} = U_{II}$$

$$६१ \quad \quad \quad ६२$$

$$५\text{वाँ समूह} \rightarrow ६ठा समूह$$

साथ में दिये गये चित्र ३३ द्वारा यह “स्थानान्तरण नियम” (displacement law) अच्छी प्रकार व्यक्त होता है।

प्रश्न

१. मैडलीफ का आवर्त-नियम क्या है? इसके उपयोग क्या हैं? इसमें क्या अपवाद है? (प्रयाग, वी०एस-सी० १९३६)

२. आवर्त संविभाग और परमाणुरचना में क्या सम्बन्ध है?

३. आवर्त संविभाग में हाइड्रोजन के स्थान की मीमांसा करो।

४. समस्थानिक किसे कहते हैं? परमाणुभार की अपेक्षा परमाणु संख्या का उपयोग आवर्त संविभाग में क्यों श्रेयस्कर है?

५. तत्वों के भौतिक गुणों में भी आवर्त नियम पाया गया है— इसे व्यक्त करो।

६. रेडियमधर्मा पदार्थों के सम्बन्ध में “स्थानान्तरण नियम” क्या है?

७. शून्य समूह के तत्वों को मैडलीफ के संविभाग में किस प्रकार स्थान दिया गया?

अध्याय ४

संयोज्यता (पूर्वार्ध)

[Valency]

हाइड्रोजन के ऐसे यौगिक पाए जाते हैं, जिनमें किसी तत्त्व का एक परमाणु हाइड्रोजन के एक, दो; तीन या चार परमाणुओं से संयुक्त होता है—



हाइड्रोक्लोरिक एसिड

पानी

अमोनिया

मेथेन

हम हाइड्रोजन की अपेक्षा से अन्य तत्त्वों के संयोग की अवस्था की तुलना कर सकते हैं। संयोग-क्षमता के गुण को संयोज्यता (valency) कहते हैं। अगर हाइड्रोजन की संयोज्यता हम एक मानें, तो ऊपर के यौगिकों से स्पष्ट है कि क्लोरीन की संयोज्यता भी १ होगी, ऑक्सीजन की संयोज्यता २ होगी, नाइट्रोजन की ३ और कार्बन की ४। इन तत्त्वों को हम क्रमशः एक-संयोज्य (univalent), द्विसंयोज्य (bivalent), त्रिसंयोज्य (trivalent) और चतुःसंयोज्य (tetravalent) कहते हैं।

क्लोरीन एक-संयोज्य है, अतः इसके योग से बने क्लोराइडों के संगठन के आधार पर अधातुओं और धातुओं की संयोज्यता भी निर्धारित की जा सकती है। नीचे दिए यौगिकों से यह स्पष्ट है—

Cl_2O , Ba Cl_2 , Ca Cl_2 , Zn Cl_2 आदि यौगिकों में ऑक्सीजन, बेरियम, कैल्सियम, यशद आदि तत्त्व द्विसंयोज्य (bivalent) हैं।

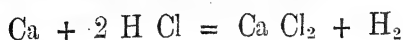
N Cl_3 , Al Cl_3 , Fe Cl_3 आदि यौगिकों में नाइट्रोजन, ऐल्यूमीनियम, फेरिक (लोह) आदि तत्त्व त्रिसंयोज्य हैं।

C Cl_4 , Sn Cl_4 , Si Cl_4 , Ge Cl_4 आदि यौगिकों में कार्बन, बंग (इक), सिलिकन, जर्मेनियम आदि तत्त्व चतुःसंयोज्य हैं।

PCl_5 यौगिक में फॉस्फोरस पंचसंयोज्य है।

WCl_6 यौगिक में टंगस्टन षट्संयोज्य है।

अम्ल में से कितने परमाणु हाइड्रोजन के स्थानान्तरित होते हैं, इस आधार पर भी धातु तत्त्वों की संयोज्यता निर्धारित की जा सकती है। जैसे कैल्सियम और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से दो हाइड्रोजन स्थानान्तरित होते हैं, अतः कैल्सियम की संयोज्यता २ हुई—



अतः हम तुल्यांक भार, संयोज्यता और परमाणु भार में भी सम्बन्ध निश्चित कर सकते हैं—

$$\text{परमाणु भार} = \text{संयोज्यता} \times \text{तुल्यांक भार}$$

$$\text{अथवा संयोज्यता} = \frac{\text{परमाणु भार}}{\text{तुल्यांक भार}}$$

मैंडलीफ के आवर्त संविभाग में तत्त्वों का जो वर्गीकरण है, वह तत्त्वों की संयोज्यता पर अच्छा प्रकाश डालता है। शून्य समूह के हीलियम, आर्गन आदि तत्त्वों की संयोज्यता भी शून्य है।

प्रथम समूह के तत्त्व हाइड्रोजन, लीथियम, सोडियम, पोटैशियम आदि की संयोज्यता १ है।

द्वितीय समूह के तत्त्व बेरीलियम, मैगनीशियम, कैल्सियम आदि तत्त्वों की संयोज्यता २ है।

तृतीय समूह के तत्त्व बोरोन, ऐल्यूमीनियम, गैलियम आदि की संयोज्यता ३ है।

चतुर्थ समूह के तत्त्व कार्बन, सिलिकन और कुछ यौगिकों में सीस (जैसे Pb Cl_4 और Pb O_2 में) की संयोज्यता ४ है।

पंचम समूह के तत्त्व नाइट्रोजन, फॉस्फोरस, आर्सेनिक, आदि की संयोज्यता ५ है (जैसे $\text{N}_2 \text{ O}_5$, PCl_5 , $\text{As}_2 \text{ O}_5$, Sb Cl_5 आदि यौगिकों में)।

षष्ठ समूह के तत्त्व गन्धक और टंगस्टन कुछ यौगिकों में संयोज्यता ६ भी प्रदर्शित करते हैं, जैसे SF_6 , SO_3 , WCl_6 यौगिकों में।

सप्तम समूह में क्लोरीन, आयोडीन, और मैंगनीज़ कुछ यौगिकों में संयोज्यता ७ प्रदर्शित करते हैं, जैसे $\text{Cl}_2 \text{ O}_7$, KIO_4 , $\text{Mn}_2 \text{ O}_7$ और KMnO_4 में।

गण्चात्य शिक्षा का संक्षिप्त इतिहास

डॉ० सरयू प्रसाद चौबे,
एम० ए०, एम० एड० (इलाहाबाद),
इंडी० डी० (इण्डियाना, यू० एस० ए०),
(शिक्षण सिद्धान्त, मनोविज्ञान व शिक्षा, सेकेण्डरी
एडुकेशन फॉर इण्डिया, बाल मनोविज्ञान,
किशोर मनोविज्ञान तथा मनोविज्ञान,
आदि के रचयिता)
बलवन्त राजपूत कॉलेज ऑव एडुकेशन
आगरा ।

(द्वितीय पस्विद्धित संस्करण, २३ चित्रों के साथ)

आगरा
लक्ष्मीनारायण अग्रवाल,
पुस्तक प्रकाशक तथा विक्रेता

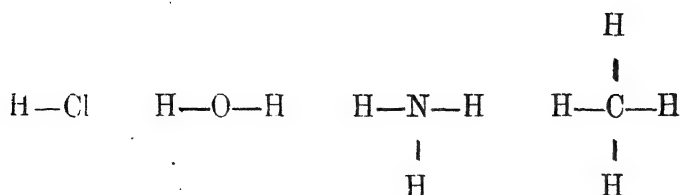
अष्टम समूह के ऑसमियम और रुथेनियम कुछ यौगिकों में संयोज्यता ८ प्रदर्शित करते हैं, जैसे Os O₄, Os F₈, और Ru O₄ में।

अस्थिर संयोज्यता—यह आवश्यक नहीं है, कि सभी यौगिकों में तत्त्व की संयोज्यता स्थिर हो। कभी-कभी इनमें परिवर्तन भी देखा जाता है। फॉस्फोरस त्रिसंयोज्य और पंचसंयोज्य दोनों हो सकता है, जैसे PCl₃ और PCl₅ यौगिकों में। गन्धक की संयोज्यता २, ४ और ६ दोनों हो सकती है, जैसे SO₂ और SO₃ यौगिकों में। नाइट्रोजन की संयोज्यता ३ और ५ दोनों हो सकती है, जैसे N H₃, और N₂ O₅ में। बहुधा हाइड्रोजन के साथ के यौगिकों में निम्नतम संयोज्यता प्रदर्शित होती है, और ऑक्सीजन के साथ के यौगिकों में उच्चतम।

- धातुओं की संयोज्यतायें भी भिन्न-भिन्न होती हैं। इन संयोज्यताओं के आधार पर—अस (—ous) और—इक (—ic) यौगिक बनते हैं।
—अस यौगिकों में संयोज्यता कम होती है, और—इक यौगिकों में अधिक।

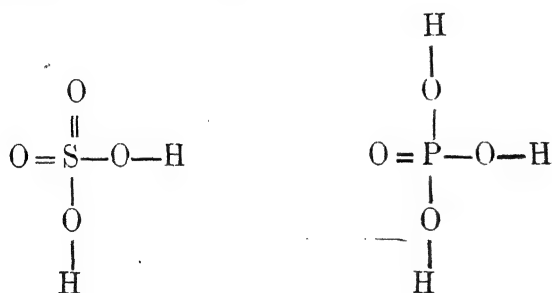
धातु	—अस यौगिक	संयोज्यता	—इक यौगिक	संयोज्यता
स्वर्ण, Au	AuCl	१	AuCl ₃	३
ताम्र, Cu	CuCl	१	CuCl ₂	२
पारद, Hg	HgCl	१	HgCl ₂	२
क्रोमियम, Cr	CrCl ₂	२	CrCl ₃	३
मैंगनीज, Mn	MnCl ₂	२	MnCl ₃	३
लोह, Fe	FeCl ₂	२	FeCl ₃	३
कोबाल्ट, Co	CoCl ₂	२	CoCl ₃	३
निकेल, Ni	NiCl ₂	२	NiCl ₃	३
प्लैटिनम, Pt	PtCl ₂	२	PtCl ₄	४
वंग, Sn	SnCl ₂	२	SnCl ₄	४

संयोज्यताओं का चित्रण—संयोज्यताओं का प्रदर्शन (१) बन्ध (bond) द्वारा और (२) ऋणाणु (electron) द्वारा किया जाता है। एकबन्ध-पद्धति में यह चित्रण निम्न प्रकार किया जाता है—



क्लोरीन और हाइड्रोजन दोनों की संयोज्यता १ है, अतः हाइड्रोक्लोरिक एसिड के चित्र में दोनों के परमाणुओं के बीच में एक रेखा या एकबन्ध है। पानी के अणु के चित्र में ऑक्सीजन के साथ दो बन्धों का योग है, क्योंकि ऑक्सीजन की संयोज्यता २ है। नाइट्रोजन की संयोज्यता ३ है, अतः अमोनिया के अणु के चित्र में ३ बन्ध दिखाए गए हैं। मेथेन के चित्र में कार्बन के साथ ४ बन्ध हैं।

गन्धक की संयोज्यता अगर ६ मानी जाय, तो सल्फ्यूरिक एसिड के अणु का चित्रण इस प्रकार होगा—



इसी प्रकार फॉस्फोरिक एसिड, H_3PO_4 , में फॉस्फोरस की संयोज्यता ५ दिखायी गयी है।

ऋणाणु पद्धति पर प्रत्येक बन्ध के स्थान में दो ऋणाणु अर्थात् ऋणाणु-युग्म (electron pair) का उपयोग करते हैं। परमाणु के बाह्यतम कक्ष में जो ऋणाणु होते हैं, उनका उपयोग इन संयोज्यताओं को निर्धारित करने में होता है।

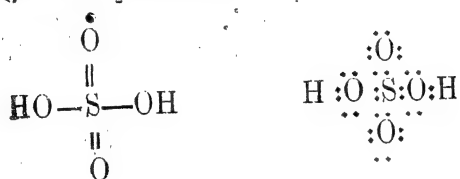


ऑक्सीजन के बाह्यतम कक्ष में ६ ऋणाणु हैं, और दो हाइड्रोजनों ने

दो ऋणाणु दिए। ये आठों ऋणाणु मिलकर चार युग्म बनाते हैं जो चित्र में ऑक्सीजन के चारों ओर सूचित किए गए हैं।



द्विगुण/बन्ध (double bond) चार ऋणाणुओं से सूचित किए जाते हैं, जैसे CO_2 के चित्र में।



सल्फ्यूरिक एसिड, H_2SO_4 , के चित्र के लिए वांछित कक्षों के ऋणाणु निम्न हिसाब से 'मेलेंगे'—

२ हाइड्रोजनों के २ ऋणाणु

१ गंधक के ६ ”

४ ऑक्सीजन के २४ ”

योग ३२ ऋणाणु

ऊपर दिए गए चित्र में ये ३२ ऋणाणु चित्रित किए गए हैं। इस चित्र से स्पष्ट है कि गंधक के चारों ओर ऋणाणुओं का एक अष्टक (octet) है, और यह अष्टक ४ बन्धों का सूचक है (क्योंकि प्रत्येक बन्ध में दो ऋणाणुओं का उपयोग होता है)। इस चित्र में ऑक्सीजन परमाणु के चारों ओर भी ऋणाणु अष्टक (electron octet) दिखाए गए हैं। ऋणाणु पद्धति से संयोज्यता सूचित करने पर यह आवश्यक नहीं रह जाता कि गंधक की संयोज्यता ६ दिखायी जाय (जैसी कि बन्ध पद्धति के प्रदर्शन में आवश्यक है)।

संयोज्यताओं के प्रकार—संयोज्यताएँ या बन्धन (linkage) दो प्रकार के माने जाते हैं—

- (१) ध्रुवीय बन्धन (polar linkage) या आयनित (ionised) बन्धन । इन्हें वैद्युत्संयोज्य (electrovalent) बन्धन भी कहते हैं ।
- (२) अध्रुवीय बन्धन (nonpolar linkage) या निरायनित (unionized) बन्धन ।

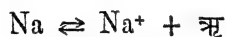
अध्रुवीय बन्धन भी दो प्रकार के हैं :—

(क) सहसंयोज्य (covalence) जिसका उपयोग कार्बनिक यौगिकों में विशिष्ट होता है ।

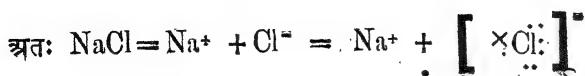
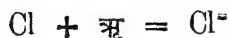
(ख) सर्ग सहसंयोज्य (coordinate covalence) जिसका उपयोग १८६३ में वर्नर (Werner) ने सर्गी यौगिकों (coordination compound) में किया ।

ध्रुवीय बन्धन या वैद्युत्संयोज्य बन्धन (Electrovalent Linkage) —
अकार्बनिक रसायन के उन अम्ल, क्षार और लवणों में इनका उपयोग होता है जो पानी या अन्य विलायकों में घुल कर तत्काल आयन देते हैं, जैसे सोडियम क्लोराइड, Na Cl । सोडियम के बाह्यतम कक्ष में एक ऋणाणु है जिसे हम (X) से सूचित करेंगे और क्लोरीन के बाह्यतम कक्ष में ७ ऋणाणु हैं जिन्हें हम बिंदु (·) से सूचित करेंगे । जब सोडियम क्लोराइड अणु बनता है, तो सोडियम के बाह्यतम कक्ष का अकेला ऋणाणु क्लोरीन के कक्ष में प्रविष्ट हो जाता है, और क्लोरीन का ऋणाणु अष्टक (octet) पूरा कर देता है ।

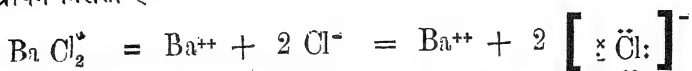
सोडियम ने एक ऋणाणु दे डाला, इसलिए सोडियम पर धनात्मक आवेश (charge) की एक इकाई हो गयी ।



क्लोरीन ने एक ऋणाणु ले लिया, अतः इस क्लोरीन आयन पर एक ऋणात्मक आवेश हुआ ।

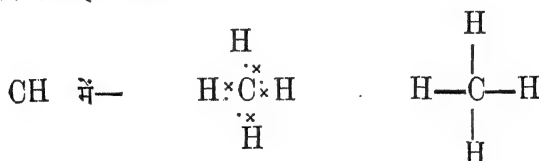


इसी प्रकार बेरियम क्लोराइड से दो धनात्मक आवेश वाली बेरियम आयन मिलती है—



अध्रुवीय बन्धन—अध्रुवीय बन्धन को निरायनित बन्धन भी कहते हैं। यह ऋणानुओं के सहकार (share) से बनते हैं। एक बन्धन के लिए दो ऋणानु चाहिए। दो तत्वों के बीच में एक अध्रुवीय बन्धन की स्थापना दो प्रकार से हो सकती है।

(१) दोनों तत्वों ने एक-एक ऋणानु दिया हो, और दोनों के सहकार से एक बन्धन बना हो—जैसे

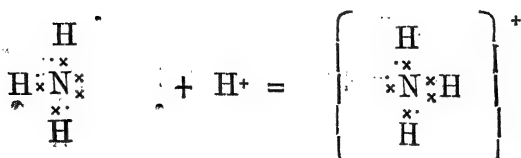
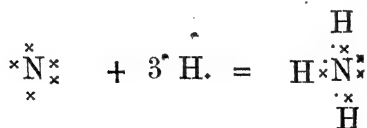


इसमें प्रत्येक बन्धन के लिए एक ऋणानु (X) कार्बन ने दिया है, और एक ऋणानु (.) हाइड्रोजन से मिला है।

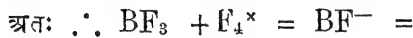
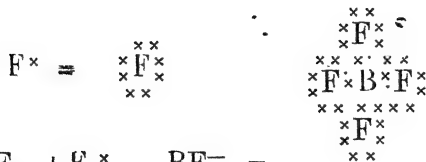
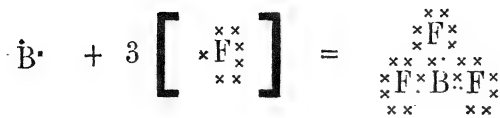
(२) एक तत्व ने ही दो ऋणानु दिए हों और इनके उपयोग से दो तत्वों के बीच में बन्धन स्थापित हुआ हो। जैसे NH_3 से अमोनियम मूल $(\text{NH}_4)^+$ का बनना।



हाइड्रोजन आयन के पास अब अपना कोई ऋणानु नहीं है। नाइट्रोजन की बाह्यतम कक्षा में पांच ऋणानु हैं, जिनमें से तीन तो अमोनिया बनाने में ३ हाइड्रोजनों के साथ सहसंयोज्य हैं। दो ऋणानु फिर भी बच जाते हैं—



इसी प्रकार जब BF_3 और KF के योग से KBF_4 बनता है, उसके आयन BF_4^- का संगठन भी इसी प्रकार बनता है।

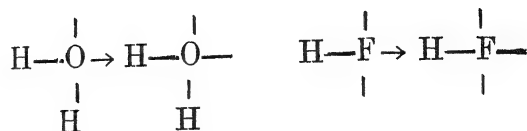


बोरन के पास फ्लोराइड आयन (F^-) से संयुक्त होने के लिए कोई ऋणाणु नहीं था। दो ऋणाणुओं का युग्म इसे फ्लोराइड आयन से मिला।

सर्व सहसंयोज्यता (Coordinate Covalency)—बहुत से यौगिक अपनी संतृतावस्था में भी कुछ अन्य मूलों या ऋणाणुओं से संयुक्त हो सकते हैं, जैसे Cu SO_4 से $\text{Cu SO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ का बनना; अथवा Ca Cl_2 से $\text{Ca Cl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ का बनना। इसी प्रकार कोबाल्टैमिनों (cobaltamines) का बनना, आदि। इस प्रकार की संयोज्यताओं के भी नियम हैं। जिन संयोज्यताओं का इस प्रकार के यौगिकों में प्रयोग होता है, उन्हें हम सर्व सहसंयोज्य कहते हैं।

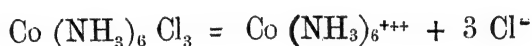
यह स्मरण रखना चाहिये कि हाइड्रोजन की सहसंयोज्यता अधिक से अधिक २ हो सकती है। लीथियम से फ्लोरीन तक के तत्त्वों की अधिकतम सहसंयोज्यता ४ है; सोडियम से ब्रोमीन तक के यौगिकों की अधिकतम सहसंयोज्यता ६ है; और शेष स्वीडियम से यूरेनियम तक के तत्त्वों की अधिकतम सहसंयोज्यता ८ है।

हाइड्रोजन की अधिकतम दो सहसंयोज्यता है, अतः $(\text{H}_2\text{O})_2$ या $\text{H}_2 \text{F}_2$ के प्रकार के अणु बन सकते हैं—

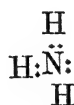


वर्नर (Werner) का कथन है कि कुछ परमाणुओं में दूसरे मूलों, समूहों, और यहाँ तक कि संतुल अणुओं से भी संयुक्त होने की क्षमता होती है, और संयोग में सहायक संयोज्यताओं (subsidiary valencies) का उपयोग किया जाता है। ये समूह केन्द्रीय मुख्य परमाणु से सर्गित रहते हैं, और इस प्रकार बने संकीर्ण (complex) यौगिकों को **सर्वर्ग संकीर्ण** (coordinate complex) कहते हैं। सर्वर्ग संकीर्ण के समूहों का आयनीकरण नहीं होता है। केन्द्रीय परमाणु से अधिकतम कितनी आयनों या समूहों का योग हो सकता है, इस संख्या को **सर्वर्गायन संख्या** (coordination number) कहते हैं।

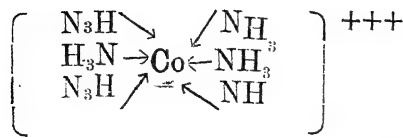
हम कोबल्टैमीन का उदाहरण लेंगे। कोबल्टिक क्लोराइड, CoCl_3 ; के साथ ६ अमोनिया-अणु संयुक्त होकर $\text{Co}(\text{NH}_3)_6 \text{Cl}_3$ यौगिक बनता है, जिससे आयन इस प्रकार बनते हैं—



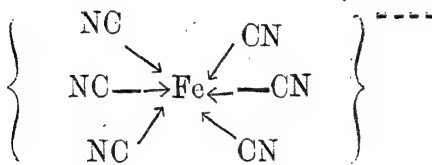
कोबल्टिक आयन का ऋणाणु विन्यास (२, ८, १४) है। अमोनिया के नाइट्रोजन में ऋणाणु का एक युग्म (:) बिना उपयोग के है—



यदि कोबल्टिक आयन के साथ इस प्रकार के ६ अमोनिया अणु संयुक्त हो जायें, तो षट्षमिनो कोबल्ट आयन, $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{+++}$, में कोबल्ट को १२ ऋणाणु अमोनियम से मिलेंगे, और केन्द्रीय कोबल्ट आयन के चारों ओर ऋणाणु विन्यास (२, ८, १४, १२) हो जायगा अर्थात् कुल ऋणाणुओं की संख्या ३६ हो जायगी जो निष्क्रिय गैस कृप्टन की है।



इसी प्रकार $\text{K}_4 \text{Fe} (\text{CN})_6$, और $\text{K}_3 \text{Fe} (\text{CN})_6$ की संकीर्ण आयनों की रचना प्रदर्शित की जा सकती है।



फेरोसायनाइड आयन

प्रश्न

१. संयोज्यता के ऋणाणु सिद्धान्त का विवरण लिखो। (दिल्ली बी० एस-सी० (१९३२, १९४१; पंजाब १९२३)

२. संयोज्यता के आधुनिक सिद्धान्तों का वर्णन दो। (प्रयाग, १९३१; पंजाब १९४१)

३. सहसंयोज्यता और वैद्युत् संयोज्यता से तुम क्या समझते हो? ऐसे यौगिकों के उदाहरण दो, जिनमें इस प्रकार की संयोज्यताओं का उपयोग हुआ हो। (प्रयाग, एम० एस-सी० १९४१)

४. सर्वत्र सहसंयोज्यता पर सूक्ष्म टिप्पणी लिखो। सवर्गायन संख्या किसे कहते हैं?

५. सलफ्यूरिक एसिड, फेरोसायनाइड आयन, अमोनियम आयन और फ्लो-सिलिसिक आयन, Si F_6 का चित्रण करो।

अध्याय ५

संयोज्यता और रासायनिक बन्ध (उत्तरार्ध)

मैंडलीफ के आवर्त संविभाग में तत्त्वों का वर्गीकरण उनकी संयोज्यता पर भी अच्छा प्रकाश डालता है। हाइड्रोजन, लीथियम, सोडियम आदि प्रथम समूह के तत्त्वों की संयोज्यता +१ है। बेरीलियम, मैगनीशियम आदि द्वितीय समूह के तत्त्वों की संयोज्यता +२ है; इसी प्रकार बोरन, ऐल्यूमीनियम आदि की +३; कार्बन, सिलिकन आदि की +४, नाइट्रोजन की +३, +५; ऑक्सीजन और गन्धक की—२ और ६; क्लोरीन, ब्रोमीन की +७ और—१ है, और शून्य समूह के तत्त्वों की शून्य (०) है।

सोडियम की संयोज्यता १ और ऐल्यूमीनियम की ३ है, इससे यह नहीं समझना चाहिए कि सोडियम की अपेक्षा ऐल्यूमीनियम तीन गुनी शक्ति से दूसरे तत्त्व को अपने साथ बाँधता है। इसका केवल अभिप्राय यह है कि क्लोरीन के परमाणुओं के ग्रहण करने में इसकी क्षमता तिगुनी है, अर्थात् सोडियम तत्त्व के एक परमाणु के साथ क्लोरीन का केवल एक परमाणु जुड़ता है, पर ऐल्यूमीनियम के परमाणु के साथ क्लोरीन के तीन परमाणु जुड़कर ऐल्यूमीनियम क्लोराइड बनेगा।

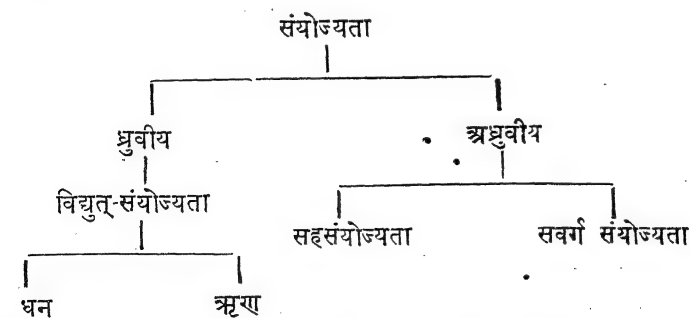
जब किसी तत्त्व की संयोज्यता १ होगी, उसे हम एक-संयोज्य (monovalent या univalent) कहेंगे। जब संयोज्यता २ होगी, हम उस तत्त्व को द्विसंयोज्य (di—या bivalent) कहेंगे। इसी प्रकार से संयोज्यता ३ होने पर त्रिसंयोज्य (tri—या trivalent), संयोज्यता ४ होने पर चतुःसंयोज्य (quadri—या tetravalent), और संयोज्यता ५ होने पर पंचसंयोज्य (quinque— या pentavalent), ६ होने पर षट्संयोज्य (hexavalent), ७ होने पर सप्तसंयोज्य (heptavalent) और आठ होने पर अष्टसंयोज्य (octavalent) कहेंगे।

संयोज्यता की दृष्टि से कुछ तत्त्व कई प्रकार के यौगिक बनाते हैं, जैसे ताम्र की संयोज्यता १ होने पर क्यूप्रस क्लोराइड, Cu Cl , बनेगा, और संयोज्यता २ होने पर इसी ताम्र से क्यूप्रिक क्लोराइड, Cu Cl_2 बनेगा। दोनों

क्लोराइडों के गुण सर्वथा भिन्न हैं। इसी प्रकार फेरस क्लोराइड में लोह तत्त्व की संयोज्यता २ है और फेरिक में ३। मैंगनीज की संयोज्यतायें २, ३, ४, ५, आदि अनेक होती हैं, जिनके आधार पर इनके कई ऑक्साइड जैसे MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_5 आदि संभव हैं।

कई परमाणु या कई परमाणु-समूह, आपस में क्यों संयुक्त होते हैं ? बहुत दिनों से लोगों का यह विचार रहा है कि इन परमाणुओं पर विद्युत् आवेश होता है। बर्जीलियस ने तो समस्त रासायनिक प्रतिक्रियाओं की व्याख्या विद्युत् धनात्मकता और ऋणात्मकता के आधार पर कर डाली थी। फ़ैरेडे के विद्युत् विच्छेदन के नियमों ने यह स्पष्ट कर दिया कि तत्त्व की संयोज्यता में, और विद्युत् विच्छेदन से इस तत्त्व के पृथक् होने में कितनी बिजली लगती है, इस बात में कोई सम्बन्ध अवश्य है। फ़ैरेडे के विद्युत् विच्छेदन का नियम यह है कि यदि दो भिन्न लवणों (जैसे सिलवर नाइट्रेट और ताम्र सल्फेट) के विलयनों में बिजली की एक सी मात्रा प्रवाहित की जाय तो विद्युत् विच्छेदन द्वारा चाँदी और ताँबा ये धातुयें अपने अपने विद्युत् रासायनिक तुल्यांक के अनुपात में प्रक्षिप्त होंगी। तत्त्व का विद्युत् रासायनिक तुल्यांक उसके परमाणुभार को संयोज्यता से भाग देने पर निकलता है।

परमाणुओं के ऋणाणु-विन्यास ने संयोज्यता के प्रश्न को समझने में सहायता दी। सन् १९१६ में लेविस (Lewis) और कौसेल (Kossel) ने स्वतन्त्रतः संयोज्यता का सिद्धान्त निश्चित रूप से प्रस्तुत किया। इनके विचारानुसार संयोज्यतायें निम्न प्रकार वर्गीकृत की जा सकती हैं—

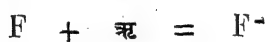


विद्युत् संयोज्यता (Electrovalency)—कौसेल के विचारानुसार,

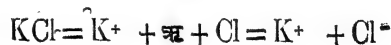
यदि कोई तत्त्व एक या अधिक ऋणाणु दे डालने की प्रवृत्ति रखता है तो उसकी संयोज्यता धनात्मक समझी जाती है, और यदि उस तत्त्व की प्रवृत्ति एक या अधिक ऋणाणु ग्रहण करने की होती है, तो उसकी संयोज्यता ऋणात्मक मानी जाती है। हाइड्रोजन, सोडियम, या पोटैसियम के परमाणु में बाह्यतम परिधि पर एक ऋणाणु है, और इन तत्त्वों की प्रवृत्ति इस एकाकी ऋणाणु को दे डालने की है। यह ऋणाणु पृथक् हो जाने पर ये परमाणु धनात्मक आयन बन जाते हैं—



अतः ऐसिडों में हाइड्रोजन, और लवणों में सोडियम, पोटैसियम धनात्मक एकसंयोज्य हैं। फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन आदि तत्त्वों की बाह्यतम परिधि में ७ ऋणाणु हैं, और इन परिधियों की संतृप्ति के लिए ८ ऋणाणु चाहिये, अर्थात् इन तत्त्वों की प्रवृत्ति एक ऋणाणु ग्रहण करने की होगी क्योंकि ऐसा करके ये संतृप्त हो जायेंगे। अतः इनकी संयोज्यता ऋणात्मक एक-संयोज्य है।



इन्हीं गुणों के कारण विद्युत् विच्छेदन निम्न प्रकार होता है—



धातु तत्त्व ऋणाणु देकर और अधातु तत्त्व ऋणाणु लेकर क्रमशः धनात्मक और ऋणात्मक आयन बनाते हैं। इन आयनों का ऋणाणु उपक्रम शून्य समूह के निश्चेष्ट तत्त्वों जैसा बन जाता है जैसा कि निम्न तालिका द्वारा स्पष्ट है।

आयनों का ऋणाणु उपक्रम

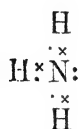
ऋणाणु-गठन	समूह		ऋणाणु उपक्रम	समूह			
	६ ख	७ ख		१ क	२ क	३ क	४ क
निश्चेष्ट गैस [बाह्यतमपरिधि पर ८ ऋणाणु]							
He	H ⁻		२	Li ⁺	Be ²⁺		
Ne	O ⁻²	F ⁻	३, ८	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ⁺	
A	S ⁻²	Cl ⁻	२, ८, ८	K ⁺	Ca ²⁺	Sc ³⁺	Ti ⁴⁺
Kr	Se ⁻²	Br ⁻	२, ८, १८, ८	Rb ⁺	Sr ²⁺	Y ³⁺	Zr ⁴⁺
Xe	Ta ⁻²	I ⁻	२, ८, १८, १८, ८	Cs ⁺	Ba ²⁺	La ³⁺	
Rn	Po ⁻²	85 ⁻	२, ८, १८, ३२, १८, ८	87 ⁺	Ra ²⁺	Ac ³⁺	Th ⁴⁺

धनात्मक आयनों जो प्रथम चार समूहों में पायी जाती हैं उनकी गठन ऊपर की तालिका से स्पष्ट है। कुछ आयनों ऐसी हैं जिनकी बाह्यतम परिधि पर १८ ऋणाणु हैं, और कुछ ऐसी भी हैं जिनकी बाहरी परिधियों पर (१८, २) ऋणाणु हैं। ये आयनों परिवर्तन-श्रेणियों के तत्वों की हैं। नीचे की तालिका से यह बात स्पष्ट हो जायगी।

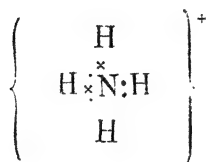
ऋणाणु गठन	ऋणाणु उपक्रम	समूह			
		१ ख	२ ख	३ ख	४ ख
[बाहरी परिधि पर १८ ऋणाणु					
Ni ⁰ या Cu ⁺	२, ८, १८	Cu ⁺	Zn ²⁺	Ga	
Pd ⁰ या Ag ⁺	२, ८, १८, १८	Ag ⁺	Cd ⁺	In ³⁺	Si ⁴⁺
Pt ⁰ या Au ⁺	२, ८, १८, ३२, १८	Au ⁺	Hg ⁺	Tl ³⁺	Pb ⁴⁺
[बाहरी परिधियों पर १८ + २ ऋणाणु					
Zr ⁰	२, ८, १८, २			Ga ³⁺	Ge ⁴⁺
Cd ⁰	२, ८, १८, १८, २			In ³⁺	Sn ⁴⁺
Hg ⁰	२, ८, १८, ३२, १८, २			Tl ³⁺	Pb ⁴⁺

सर्व संयोज्यता (Coordinate valency) — सहसंयोज्यता की उत्पत्ति में प्रत्येक परमाणु एक एक ऋणाणु देता है। दोनों ही इस दान में भाग लेते हैं। पर यदि एक ही परमाणु दो ऋणाणु दे, और ऋणाणुओं के इस युग्म द्वारा दूसरे परमाणु से संयोग हो तो इस प्रकार उत्पन्न संयोज्यता को सर्व संयोज्यता कहते हैं।

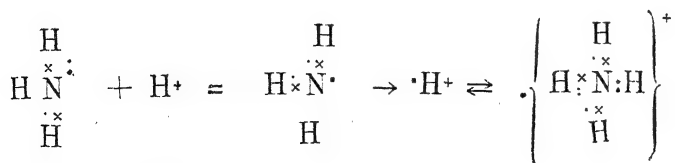
उदाहरण के लिए अमोनिया गैस का अणु लीजिए। इसकी रचना निम्न प्रकार की है—



इस अमोनिया अणु के पास ऋणाणुओं का एक युग्म ऐसा मुक्त है जो किसी परमाणु से बद्ध नहीं हैं। जब हाइड्रोजन आयन $[\text{H}]^+$ इसके संपर्क में आती है (इस आयन में परिधि पर कोई ऋणाणु नहीं है), तो अमोनिया गैस के अणु का मुक्त ऋणाणु युग्म इस आयन से संयुक्त हो जाता है और, अमोनियम आयन, $[\text{NH}_4]^+$, बन जाती है—

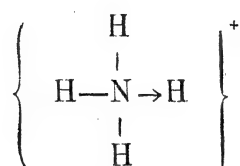


इसी बात को हम इस प्रकार भी समझ सकते हैं कि पहले तो नाइट्रोजन अपना एक ऋणाणु हाइड्रोजन आयन को दे डालता है और फिर सह-संयोज्यताओं द्वारा नाइट्रोजन और हाइड्रोजन संयुक्त हो जाते हैं—

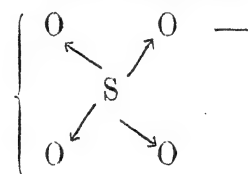


दाता गृहीता

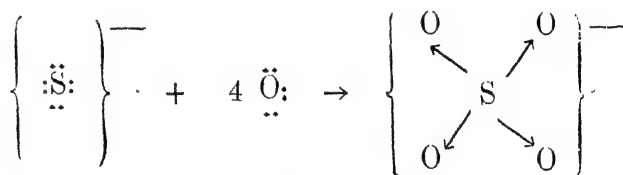
इस क्रिया में नाइट्रोजन दाता (donor) है, और हाइड्रोजन ग्रहीता (acceptor) है। दान की दिशा को तीर के चिह्न (\rightarrow) से भी सूचित कर सकते हैं—



सर्वग संयोज्यता को शर चिह्न (\rightarrow) से संयुक्त करके सल्फेट आयन (SO_4^{--}) को निम्न प्रकार चित्रित करेंगे।



इसमें गन्धक का परमाणु दाता और ऑक्सीजन के परमाणु ग्रहीता थे। गन्धक की बाहरी परिधि में ६ ऋणाणु हैं। सोडियम सल्फेट के समान यौगिक बनने पर इसे दो ऋणाणु सोडियम के आयन बनने पर मिले। इस प्रकार गन्धक की बाहरी परिधि पर कुल ८ ऋणाणुओं से बने ४ युग्म हो गए—



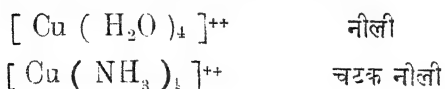
ऑक्सीजन की बाहरी परिधि पर ६ ऋणाणु हैं, जिनसे ३ युग्म बनते हैं। गन्धक के ४ युग्म ४ ऑक्सीजन परमाणु के बीच में बँट कर इस प्रकार सल्फेट आयन बन जाती है।

सर्वग संयोज्य संख्या (Coordination Number)—रसायन में हमें अनेक प्रकार के संकीर्ण यौगिक (complex compounds) मिलते हैं। इनकी गठन को समझने के लिए सर्वग संयोज्य संख्याओं की कल्पना की गयी है। तत्त्वों की अधिकतम सर्वग संयोज्य संख्याएँ निम्न प्रकार हैं।

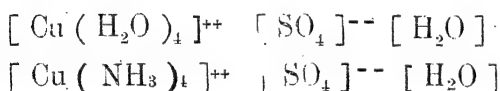
संयोज्यता और रासायनिक बन्ध (उत्तरार्ध) ११३

हाइड्रोजन आयन की	२
लीथियम से फ्लोरीन तक के तत्वों की	४
सोडियम से ब्रोमीन तक के तत्वों की	६

कॉपर सल्फेट (निर्जल) रंग रहित होता है, और यह शीघ्र ही पानी लेकर नीला पड़ जाता है। नीले मणिभों की गठन $\text{Cu SO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$ है। इसी प्रकार कॉपर-अमोनियम लवण भी हैं जो चटक नीले रंग के होते हैं— $\text{Cu SO}_4, 4 \text{NH}_3, \text{H}_2\text{O}$ । इन उदाहरणों से स्पष्ट है, कि इन यौगिकों के बनने में सर्वग संयोज्यतायें काम में आती हैं—



पाँचवाँ संयुक्त अणु मणिभ-जाल के बाहर मुक्तावस्था में स्थित है—



इन्हीं सर्वग संयोज्यताओं के कारण रजत के संकीर्ण यौगिक बनते हैं— $[\text{Ag} (\text{NH}_3)_2] \text{Cl}$ । इसमें रजत की सर्वग संयोज्य संख्या २ है।)



पोटैसियम फेरोसायनाइड, और फेरिसायनाइड में भी इनका उपयोग होता है— $\text{K}_4 [\text{Fe} (\text{CN})_6]$, $\text{K}_3 [\text{Fe} (\text{CN})_6]$ । इनमें लोहे की सर्वग संयोज्य संख्या ६ है।

सर्वग संयोज्यताओं द्वारा मुख्य तत्त्व का ऋणाणुविन्यास निश्चेष्ट गैसों के विन्यास के निकट पहुँचने का प्रयत्न करता है। कुछ संकीर्ण यौगिकों में तो बिल्कुल ऐसा हो ही जाता है। ये यौगिक प्रतिचुम्बकीय (diamagnetic) हो जाते हैं। नीचे की तालिका में स्थायी संकीर्ण यौगिकों की ऋणाणु संख्यायें दी गयी हैं।

तत्त्व	ऋणाणुओं की संख्या	संवर्ग संयोज्य संख्या	संयोज्यता	संकीर्ण में ऋणाणु	निश्चेष्ट गैस
क्रोमियम	२४	६	३	३३	३६
लोहा (फेरिक)	२६	६	३	३५	
," (फेरस)	२६	६	२	३६	
कोबाल्ट	२७	६	३	३६	
निकेल	२८	६	२	३८	
,"	२८	४	२	३४	
ताम्र	२९	४	२	३५	
यशद	३०	४	२	३६	
,"	३०	६	२	४०	५४
मौलिवडीनम	४१	८	४	५४	
रोडियम	४५	६	३	५४	
पैलेडियम	४६	४	२	५२	
इरीडियम	७७	६	३	८६	८६
प्लैटिनम (इक)	७८	६	४	८६	
," (अस)	७८	४	२	८४	
स्वर्ण	७९	४	१	८६	

उदाहरण—(१) पोटैसियम फेरोसायनाइड, $K_4 Fe (CN)_6$ —

लोहे के अपने ऋणाणु २६

पोटैसियम आयन से बनने पर मिले ४

६ (CN) समूहों द्वारा मिले ६

योग ३६ (आर्गन-विन्यास)

(२) पोटैसियम प्लैटिन-क्लोराइड, $K_2 [PtCl_6]$

प्लैटिनम के अपने ऋणाणु ७८

पोटैसियम बनने पर मिले २

६ क्लोरीन परमाणुओं द्वारा ६

योग ८६ (रेडन-विन्यास)

(३) कौबल्टैमिन, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6] \text{Cl}_3$ —

कोबल्ट के अपने ऋणाणु २७

६ अमोनिया अणुओं से १२

[प्रत्येक नाइट्रोजन से २ ऋणाणु]

योग ३९

आयन बनने पर ३ क्लोरीनों को दिए ३

शेष योग ३६ (आर्गन-विन्यास)

प्रश्न

१—संयोज्यतायें कितने प्रकार की होती हैं ?

२—विद्युत् संयोज्यता, सहसंयोज्यता और सवर्ग संयोज्यताओं :
टिप्पणियाँ लिखिए ।

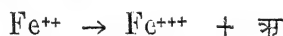
३—संकीर्ण यौगिकों में संयोज्यतायें किस प्रकार स्थित होती
बताइए ।

अध्याय ६

उपचयन और अपचयन

[Oxidation and Reduction]

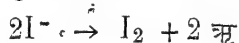
उपचयन या ऑक्सीकरण (oxidation) का मूल भाव तो ऑक्सीजन का योग करना था, और इसी प्रकार अपचयन या अवकरण (reduction) से अभिप्राय ऑक्सीजन निकाल लेने से था। ये शब्द अब भी इन अभिप्रायों के लिए प्रयोग में आते हैं, और यही नहीं, अब तो इन शब्दों के क्षेत्र में उन प्रतिक्रियाओं की भी गणना होती है जिनमें ऑक्सीजन भाग ही नहीं लेता। संयोज्यता के ऋणाणु सिद्धान्त के अनुसार उपचयन का अभिप्राय उन सभी प्रतिक्रियाओं से है जिनमें एक या अधिक ऋणाणुओं की हानि होती हो। अपचयन या अवकरण इसका उलटा है, अर्थात् अपचयन संबंधी समस्त प्रतिक्रियाओं में एक या अधिक ऋणाणुओं का लाभ होता है। उदाहरणतः, फेरस लोहे से फेरिक लोहा उपचयन से तब बनेगा जब एक ऋणाणु की हानि होगी—



इसी प्रकार स्टैनस से स्टैनिक वं बनते समय दो ऋणाणुओं की हानि होकर उपचयन होगा—



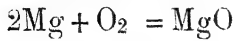
आयोडीन आयन उपचित होकर आयोडीन अणु तब बनेगी जब इसमें से दो ऋणाणुओं की निम्न प्रकार हानि होगी—



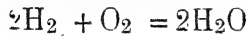
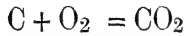
ऋणाणुओं के निकलने पर आयन या परमाणु कम ऋणात्मक अथवा अधिक धनात्मक हो जाता है। अधिक धनात्मक हो जाने का अर्थ उपचयन और इसी प्रकार अधिक ऋणात्मक हो जाने का अर्थ अपचयन है।

हम यहाँ उपचयन और अपचयन संबंधी कुछ मुख्य प्रतिक्रियाओं को देंगे।

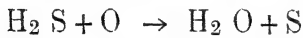
(क) ऑक्सीजन के योग होने पर उपचयन—मैगनीशियम और ऑक्सीजन के योग से मैगनीशियम ऑक्साइड का बनना—



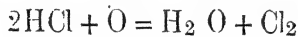
इसी प्रकार निम्न प्रतिक्रियाएँ साधारण उपचयन की हैं—



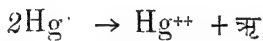
(ख) हाइड्रोजन के पृथक् होने पर उपचयन—जैसे हाइड्रोजन सल्फाइड के उपचित होने पर गन्धक का बनना—



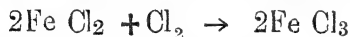
अथवा हाइड्रोजन क्लोराइड के उचित होने पर क्लोरिन का बनना—



(ग) ऋणाणुओं की हानि होने पर उपचयन—जैसा कि स्टैनस से स्टैनिक, फेरस से फेरिक और आयोडीन आयन से आयोडीन अणु का बनना ऊपर बताया जा चुका है। इसी प्रकार मरक्यूरस से मरक्यूरिक आयन का बनना—

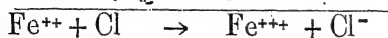
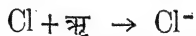
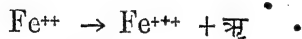


अथवा पूरी प्रतिक्रियाएँ ऐसे लिखी जा सकती हैं—



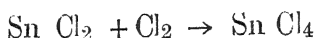
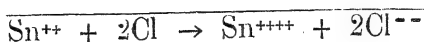
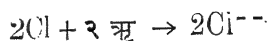
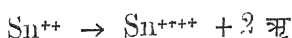
उपचयन संबंधी कुछ विशेष प्रतिक्रियाओं की ऋणाणु सिद्धान्त पर यहाँ व्याख्या की जावेगी—

(क) फेरस लोहे से फेरिक बनना (क्लोरीन या ब्रोमीन की विद्यमानता में)

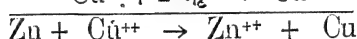
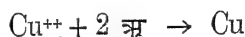
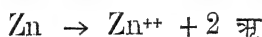


इस प्रकार फेरस आयन का उपचयन होकर फेरिक बनता है, और साथ ही साथ क्लोरिन का अपचयन होने से क्लोरिन आयन बनता है।

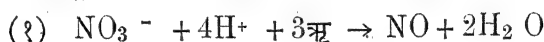
(ख) स्टैनस क्लोराइड और क्लोरिन से स्टैनिक क्लोराइड बनना—



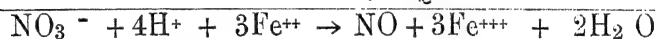
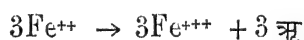
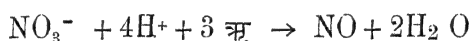
(ग) ताम्रलवण के विलयन में जब यशद धातु डाली जाती है, तो ताम्र का अपचयन और यशद का उपचयन निम्न प्रकार होता है—



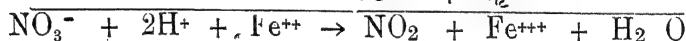
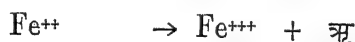
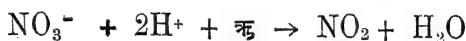
(घ) नाइट्रिक एसिड कई प्रकार से उपचयन करता है।



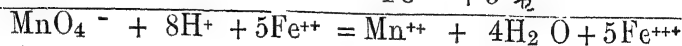
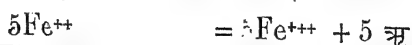
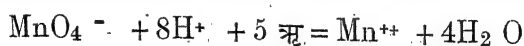
क्योंकि तीन ऋणाणुओं से इसका संबंध होता है अतः इन प्रतिक्रियाओं में यह त्रिसंयोज्य उपचायक है। फेरस लोहा नाइट्रिक एसिड के साथ उपचित होकर फेरिक निम्न प्रकार बनता है—



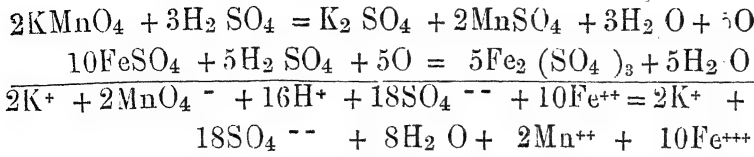
(२) यदि इन प्रतिक्रियाओं में नाइट्रिक ऑक्साइड के स्थान में नाइट्रोजन परीक्साइड निकले तो निम्न प्रतिक्रिया के समान नाइट्रिक एसिड एकसंयोज्य उपचायक होगा—



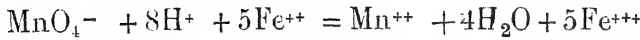
(ड.) आम्ल विलयनों में पोटैसियम परमैंगनेट पंचसंयोज्य उपचायक है—



इस प्रतिक्रिया को सन्तुलित या इस प्रकार चित्रित करते हैं—

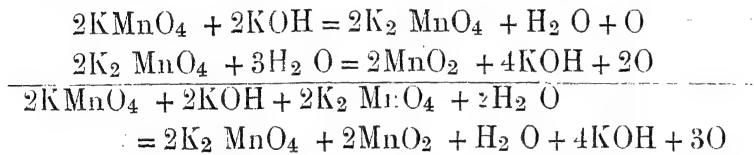


दोनों ओर से समान आयनों को निकाल देने पर और २ से भाग देने पर—



(च) शिथिल या क्षारीय विलयन में पोटैसियम परमैंगनेट से मैंगनीज़ द्विऑक्साइड बनता है। इस प्रतिक्रिया में पोटैसियम परमैंगनेट त्रिसंयोज्य उपचायक है।

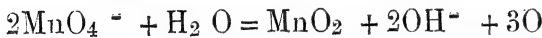
ऐसा समझा जा सकता है कि मैंगनीज़ की (+७) संयोज्यता अपचित होकर (+४) हो गयी है। इस प्रकार यह त्रिसंयोज्य उपचायक है। क्षार की विद्यमानता में परमैंगनेट से पहले मैंगनेट (K_2MnO_4) बनता है—



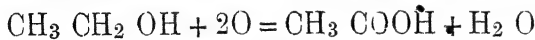
दोनों ओर से K_2MnO_4 , KOH और H_2O निकाल देने से—



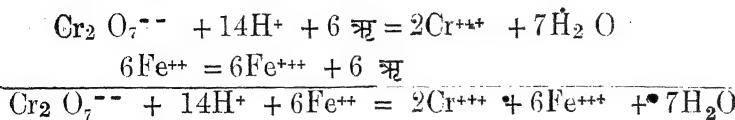
समीकरण में से समान आयन निकाल देने से—



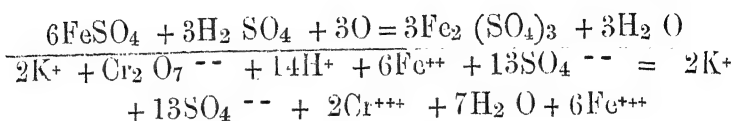
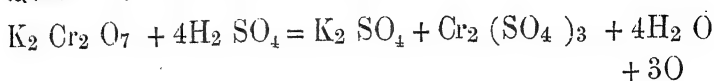
उदाहरणतः क्षारीय विलयन में पोटैसियम परमैंगनेट से एथिल एलकोहल के उपचयन से ऐसीटिक एसिड मिलेगा—



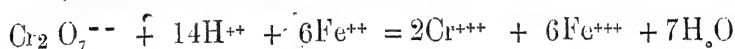
(छ) पोटैसियम द्विक्रोमेट, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, षड्संयोज्य उपचायक है, जैसा कि निम्न समीकरण से स्पष्ट होगा—



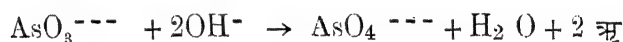
इस प्रतिक्रिया के आधार पर विलयन में फेरस सल्फेट का पोटैसियम दिक्रोमेट से इस प्रकार उपचयन होता है—



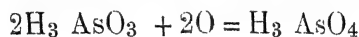
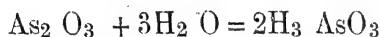
दोनों ओर से समान आयन निकाल देने पर—



आर्सेनियस ऑक्साइड, $\text{As}_2 \text{O}_3$, द्वारा अपचयन—आर्सेनियस ऑक्साइड में आर्सेनिक की संयोज्यता धनात्मक ३ है। पानी में घोलने पर यह आर्सेनाइट आयन, AsO_3^{--} देता है। यह अपचायक रस है, और अपचयन प्रतिक्रियाओं में आर्सेनाइट आयन उपचित होकर आर्सेनैट, AsO_4^{--} आयन बन जाता है, जिसमें आर्सेनिक की संयोज्यता धनात्मक ५ है। अतः प्रति आर्सेनिक परमाणु की संयोज्यता + २ बढ़ जाती है। आर्सेनियस ऑक्साइड में दो आर्सेनिक परमाणु हैं। अतः इस ऑक्साइड के प्रत्येक अणु की धनात्मक संयोज्यता ४ बढ़ जाती है। अतः यह ऑक्साइड चतुःसंयोज्य अपचायक है—



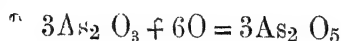
अथवा—



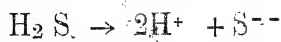
स्पष्ट है कि



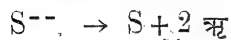
क्योंकि दिक्रोमेट के २ अणु में से ६ ऑक्सीजन परमाणु उपचयन के लिए मिलेंगे, और ये ६ ऑक्सीजन परमाणु ३ अणु $\text{As}_2 \text{O}_3$ का उपचयन करेंगे—



हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा अपचयन—हाइड्रोजन सल्फाइड में गन्धक की संयोज्यता ऋणात्मक २ है (S^{--})—

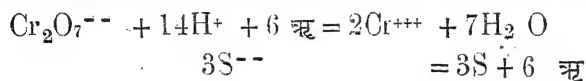


यह सल्फाइड जब अपचयन करता है, तो गन्धक अवक्षिप्त हो जाता है, जिस पर कोई आवेश नहीं है—

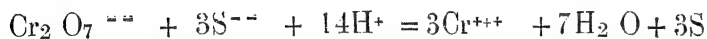


अतः इस अवक्षेप में गन्धक की संयोज्यता शून्य है। अतः अपचयन की प्रतिक्रिया में २ का अन्तर हुआ। अतः हाइड्रोजन सल्फाइड द्विसंयोज्य अपचायक है।

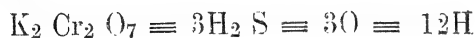
अब दिक्रोमेट से यदि इसकी प्रतिक्रिया हो तो निम्न सम्बन्ध रहेगा—



अतः



अर्थात् दिक्रोमेट का एक अणु ३ हाइड्रोजन सल्फाइड के अणुओं का उपचयन करेगा—



प्रश्न

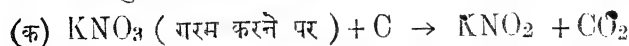
१ उपचयन और अपचयन किसे कहते हैं? दोनों के उदाहरण दो।

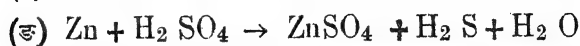
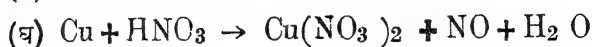
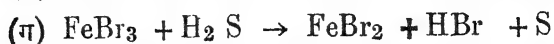
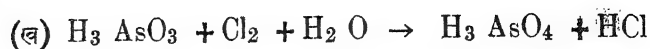
२ कुछ उपचायक और अपचायक रसों के नाम बताओ और वे किस प्रकार उपचयन और अपचयन करते हैं यह स्पष्ट करो।

३ क्या ये वाक्य ठीक हैं—उपचयन में धनात्मक संयोज्यता बढ़ती और ऋणात्मक संयोज्यता घटती है; अपचयन में इसका उल्टा होता है?

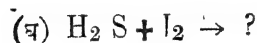
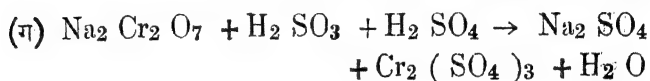
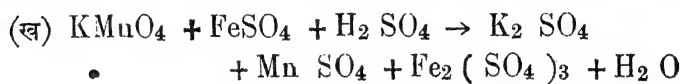
४ ऋणाणु सिद्धान्त के आधार पर उपचयन और अपचयन की व्याख्या करो।

५ ऋणाणु विधि के आधार पर निम्न समीकरणों की पूर्ति करो—





६. आयनिक पद्धति पर निम्न प्रतिक्रियाओं की पूर्ति करो—



अध्याय ७

धातु और धातुकर्म

[Metals and Metallurgy]

धातुओं का हमारा ज्ञान बहुत पुराना है। यजुर्वेद के एक मंत्र (१८।१३) में हिरण्य (सोना), अयस् (काँसा), श्याम (ताँबा), लोह (लोहा), सीस (सीसा), त्रपु (रांगा या टीन), इन धातुओं का उल्लेख आया है^१। छान्दोग्य उपनिषद् में भी सुवर्ण, रजत, त्रपु, सीस और लोह का वर्णन है^२। कौटिलीय अर्थशास्त्र में रूप्य (चाँदी), ताम्र या शुल्ब (ताँबा), सीस, त्रपु, एवं वैकुन्तक (इस्पाती लोहा), आरकूट, वृत्त, कंस और ताल लोहों का और सुवर्ण (सोने) का विशेष वर्णन है। धातुओं को खान में से निकालने की विधियाँ भी दी हैं। ईसाइयों के पुराने टेस्टामेंट में छः धातुओं—सोना, चाँदी, ताँबा, लोहा, त्रपु और सीसा—का उल्लेख आता है। संभवतः यूनानियों के समय से पारे को भी धातुओं की श्रेणी में सम्मिलित किया जाने लगा। १५ वीं शताब्दी में बेसिलियस वेलण्टाइन (Basilius Valentine) ने एण्टीमनी धातु का आविष्कार किया, और उसने यशद (जिंक) और बिसमथ का भी कुछ उल्लेख किया। १७३०-४० में स्वेडिश व्यक्ति ब्राण्ड (Swede Brand) ने आर्सेनिक और कोबल्ट की खोज की और दोनों को धातु की श्रेणी में रक्खा। लगभग इसी समय वार्ड (Ward) को प्लैटिनम का पता लगा। १७७४ में क्रोन्स्टेड (Cronstedt) ने निकेल की और शीले (Scheele) ने मैंगनीज़ की खोज की। डि-एल्ह्यूजर्ट (D'Elhujart) नाम के दो भाइयों ने १७८३ में टंगस्टन तैयार किया; १७८२ में जेल्म (Hjelm) ने मॉलिबडीनम ऑक्साइड से मॉलिबडीनम धातु प्राप्त की। क्लेपेरोथ (Klaproth) ने

१ हिरण्यं च मे अयश्च मे श्यामं च मे लोहं च मे सीसं च मे त्रपु च मे यज्ञेन कल्पताम् (यजु० १८।१३)

२ लवणेन सुवर्णं संदध्यात्, सुवर्णेन रजतं, रजतेन त्रपु, त्रपुणा सीसेन लोहं, लोहेन दारु, दारु चर्मणा। (छान्दोग्य ४।१।७)

१७८६ में भ्रम से यूरेनियम ऑक्साइड को ही यूरेनियम धातु समझा। सन् १८४१ में पेलिगोट (Peligot) ने सबसे पहले शुद्ध यूरेनियम धातु प्राप्त की। म्यूलर वान राइशनबाख (Muller von Reichenbach) ने १७८२ में टाइटेनियम, १७६७ में वौकेलिन (Vauquelin) ने क्रोमियम ; हैचट (Hatchett) ने १८०१ में टाइटेनियम, और प्लैटिनम खनिजों से १८०३ में वुलेस्टन (Wollaston) ने पैलेडियम और रोडियम धातुएँ प्राप्त कीं।

सन् १८०७ में डेवी (Davy) ने सोडियम और पोटैशियम धातुओं को विद्युत् विच्छेदन की विधियों से तैयार किया। १८२८ में वूह्लर (Wohler) ने ऐल्यूमीनियम धातु की, और १८२३ में बूसी (Bussy) ने मैगनीशियम धातु की खोज की। १८१८ में स्ट्रोमेयर (Stromeyer) ने कैडमियम धातु को पृथक् किया।

सन् १८६१ में बुन्सन और करशाफ (Bunsen and Kirchhoff) ने वर्णानुक्रम-विश्लेषण (spectrum analysis) की नींव डाली और सीज़ियम और रूबीडियम नाम की दो धातुओं का पता लगाया। क्रूक्स ने १८६१ में थैलियम की, राइश (Reich) और रिक्टर (Richter) ने १८६३ में इरिडियम की, और लीकोक डि बॉयबोड्रॉ (Lecoq de Boisbaudran) ने १८७५ में गैलियम की इसी वर्णानुक्रम विश्लेषण की पद्धति से खोज की। रॉस्को (Roscoe) ने १८६७ में वैनेडियम धातु प्राप्त की।

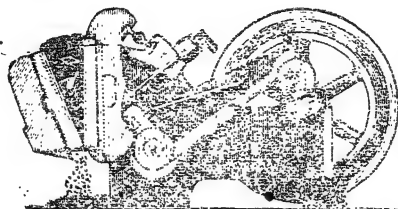
कच्ची धातु या अयस्क (Ore)—सभी धातुएँ शुद्ध रूप में खानों में नहीं पायी जाती हैं। प्रकृति में ये बहुधा ऑक्सीजन, कार्बन, गन्धक, फॉस्फोरस, सिलिकन आदि तत्वों से संयुक्त मिलती हैं। धातुओं के इन यौगिकों या मिश्रणों को जिनका उपयोग शुद्ध धातु बनाने में किया जाता है, कच्ची धातु या अयस्क (ore) कहते हैं। संस्कृत में अयस् शब्द धातु-मात्र के लिये प्रयुक्त होता है, और जिन पदार्थों से धातुएँ निकाली जा सकें उन्हें अयस्क कहते हैं।

ये अयस्क चार विभागों में विभाजित किए जा सकते हैं—

(१) वे अयस्क जिनमें मूल्यवान धातुएँ शुद्ध तत्वरूप में थोड़ी बहुत मात्रा में विद्यमान रहती हैं। जैसे सोने की स्वर्णभर अवसाद (auriferous deposit), या प्लैटिनम धातु वाले अयस्क।

(२) ऑक्सीकृत अयस्क (Oxidised ores)—इन अयस्कों में

धातुएँ ऑक्सीजन से संयुक्त रहती हैं। इस वर्ग में (क) ऑक्साइड अयस्क (जैसे लोहे, ताँवे, यशद, पारे आदि के); (ख) जलीयित (hydrated) ऑक्साइड (ताँवे, मैंगनीज आदि के); (ग) कार्बोनेट (ताँवे, सीसे, मैंगनीज के); (घ) सिलिकेट (ताँवे, जस्ते, निकेल के); (ङ) फॉस्फेट (जैसे सीस के) भी सम्मिलित हैं।



चित्र ३४—अश्म-भंजक

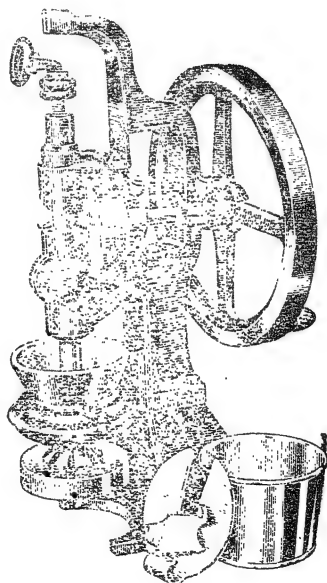
(३) गन्धकयुक्त अयस्क और आर्सेनिक युक्त अयस्क—

जैसे, ताम्र, सीस, पारद या लोह के माब्रिक (pyrites),

निकेल का अयस्क (कुफर निकेल, जो निकेल का आर्सेनाइड है।)

(४) हैलॉयड अयस्क (Haloid ores)—इस वर्ग में वे अयस्क

हैं, जिनमें धातुएँ क्लोरीन, फ्लोरीन आदि हैलोजन तत्वों से संयुक्त रहती हैं, जैसे हॉर्न-सिलवर ($AgCl$), कार्नेलाइट ($Mg-K$ -क्लोराइड), क्रायोलाइट ($Al-Na$ -फ्लोराइड), फ्लोरस्पर (CaF_2) आदि।



चित्र ३५—पत्थरों को महीन करने वाली मशीन

प्रारम्भिक प्रतिक्रियायें—भूमि अथवा पहाड़ों की चट्टानों और शिलाओं के बीच में अयस्क या खनिज के पिंड दबे हुए मिलते हैं। इस पिंड के साथ बहुधा कुछ ऐसा भी पिंड मिला होता है जिसे त्याज्य या गैंग (Gangue) कहते हैं। यह पिंड काट कर या तोड़ कर अलग कर दिया जाता है। यह अयस्क का अनावश्यक भाग है।

त्याज्य अंश को निकाल कर अयस्क का जो भाग बचा, वह बहुधा

बड़े बड़े ढाँकों (lump) के रूप में होता है। इन्हें पेबली यंत्रों (grinding mills) में पीस कर बारीक किया जाता है। पुरानी विधियों में यह कार्य हाथ से चलायी जाने वाली चक्कियों में होता था, पर अब बिजली से चलने वाले भञ्जकों (breakers) द्वारा यह काम संपादित होता है। यहाँ चित्र ३४ में एक अश्मभञ्जक (stone breaker) दिखाया गया है।

अयस्क परिवेषण (Ore dressing)—खान में से निकले हुए अयस्क को ज्यों का त्यों धातु-निष्कर्षण (metal extraction) के काम में नहीं ला सकते। इसके साथ कुछ प्रारम्भिक क्रियायें करनी पड़ती हैं, जिनके हो जाने के बाद अयस्क इस योग्य बनता है कि अब इससे धातु निकाली जाय। इन प्रारम्भिक क्रियाओं को अयस्क-परिवेषण कहते हैं।

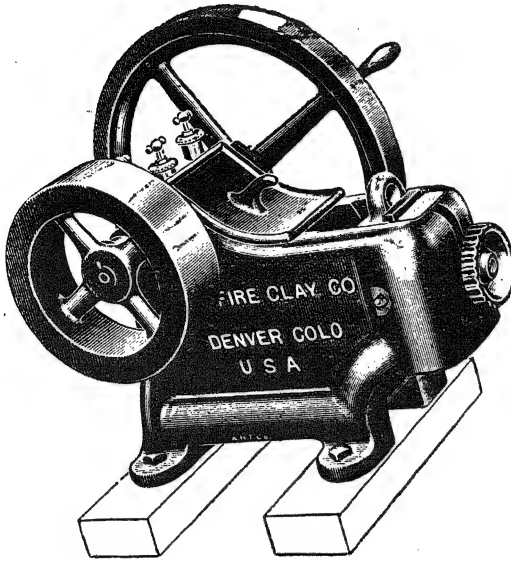
अयस्क परिवेषण के अन्तर्गत पाँच प्रकार की क्रियायें हैं। यह आवश्यक नहीं है कि प्रत्येक अयस्क के साथ परिवेषण की ये पाँचों प्रकार की क्रियायें की जायँ।

(१) हस्त चयन (Hand picking)—हथौड़े से अयस्क के पिंड तोड़े जाते हैं, और टुकड़ों में से शुद्ध अयस्क हाथ से चुन लेते हैं। अनावश्यक टुकड़ों को बीन और चुन कर अलग कर देते हैं।

(२) गुरुत्व पृथक्करण (Gravity separation)—धातुओं के शुद्ध अयस्क अन्य त्याज्य भागों की अपेक्षा भारी होते हैं। जिस प्रकार सूप से दाल और भूसी अलग की जा सकती है, उसी प्रकार केन्द्रापसारी पृथक्करों (centrifugal separator) द्वारा संचालित करके अयस्क के हलके पिंड भारी पिंडों से पृथक् कर दिए जाते हैं। कभी-कभी पानी के साथ खदबदा करके भारी और हलके पिंड अलग-अलग तहों में पृथक् कर लिए जाते हैं। भारी पिंड नीचे की तह में बैठते हैं, और हलके पिंड ऊपर की तहों में आ जाते हैं।

(३) चुम्बकीय पृथक्करण (Magnetic separation)—जिन अयस्कों में लोहे के अंश होते हैं, उनका परिवेषण इस विधि से करते हैं। इस काम के लिये विद्युच्चुम्बकों (electro-magnets) का प्रयोग होता है। चमड़े या पीतल की पट्टी पर अयस्क के चूर्ण को रखते हैं। यह पट्टी यंत्र द्वारा धीरे-धीरे विद्युत्-चुम्बक के ध्रुवों के बीच में से खसकती है (चित्र ३७)।

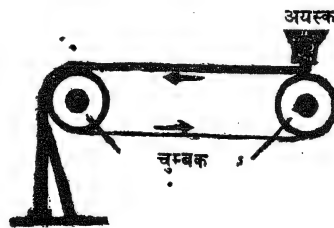
अयस्क का वह भाग जो चुम्बक के प्रति आकर्षित होता है, खिंच कर



चित्र ३६—अयस्क तोड़ने की मशीन। यह हाथ से और बिजली से चलती है।

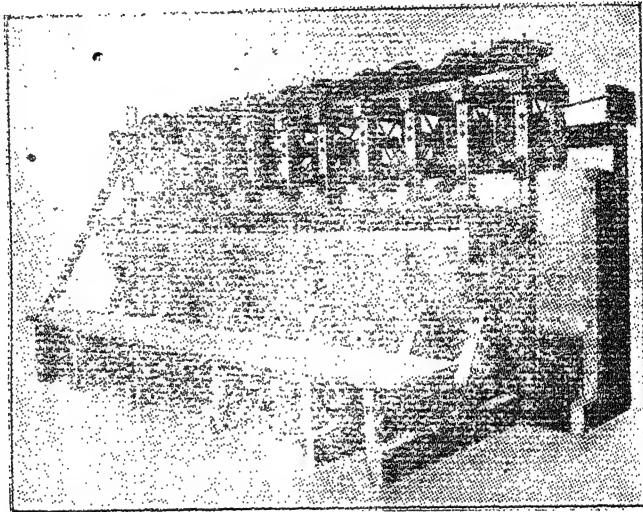
एक ओर गिरने लगता है, और अचुम्बकीय अंश दूसरी ओर गिर पड़ता है। इस प्रकार अयस्क के चुम्बकीय और अचुम्बकीय भागों का पृथक्करण हो जाता है।

(४) स्थिर-वैद्युत सान्द्रीकरण विधि (Electrostatic concentration method)—इस विधि में विद्युत् आवेश से युक्त पृष्ठ का उपयोग करते हैं। धातु वाले अंशों पर विद्युत् आवेश शीघ्र उत्पन्न हो जाता है, और अधातु अंश दूसरे स्थान पर पृथक् हो जाते हैं। प्रबल विद्युत् क्षेत्र का प्रयोग इस विधि में करते हैं। अयस्क को अभिनत पृष्ठों (inclined plane) पर रखते हैं। ये पृष्ठ विद्युत् क्षेत्र में धीरे-धीरे चक्कर लगाते हैं।



चित्र ३७—चुम्बकीय पृथक्करण

(५) उत्प्लावन या फेन विधि (Flotation process)—अयस्क को महीन पीस लेते हैं, और फिर इसे पानी में छोड़ते हैं। पानी में तारपीन का तेल या क्रैसिलिक (cresylic) एसिड थोड़ी सी मात्रा में मिला देते हैं। अब पानी के भीतर जोरों से हवा धोंकी जाती है। ऐसा करने पर बहुत सा झाग या फेन उठता है। पृष्ठ तनाव (surface tension) के बलों के



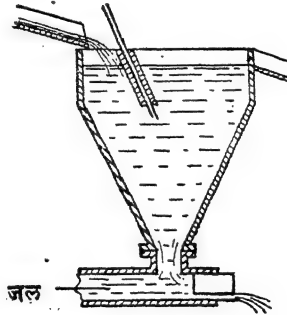
चित्र ३८—फेन उत्प्लावन विधि

द्वारा अयस्क के धातु कण खिंच कर फेन के साथ ऊपर उठ आते हैं, और पथरीला भाग नीचे बैठ जाता है। यशद और सीस के सल्फाइडों को इस प्रकार अयस्क से पृथक् करते हैं। यहां चित्र-३८ में फेन उत्प्लावन यंत्र दिया गया है।

जल के साथ धोना—पिसा हुआ अयस्क चूर्ण को जब पानी के साथ खदबदाया जाता है, तो भारी कण नीचे बैठ जाते हैं। अगर इस चूर्ण को पानी के प्रवाह के संसर्ग में लावें, तो हलके कण प्रवाह के साथ बहने लगेंगे और भारी कण पीछे रह जावेंगे।

अयस्क के मोटे चूरे को जिग (jig) नामक यंत्रों में धोया जाता है। जिग एक प्रकार के ऐसे सन्दूक होते हैं, जिनके पेंदे जाली के बने होते हैं। ये सन्दूक पानी में लटकते होते हैं, और यंत्र द्वारा पानी के भीतर ऊपर नीचे चलाए जाते हैं। ऐसा करने पर भारी कण नीचे की ओर बैठने लगते हैं, और हलके कण ऊपर आ जाते हैं। हलके कणों का स्तर काँछ कर अलग कर दिया जाता है।

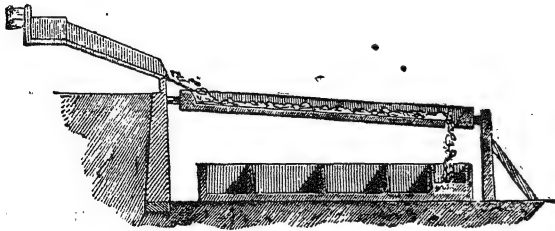
अगर अयस्क का चूरा महीन हुआ तो उन्हें हाइड्रॉलिक क्लासिफायर (hydraulic classifier) में पानी के संपर्क में लाया जाता है। एक क्लासिफायर चित्र ३६ में दिखाया गया है। पानी नीचे से ऊपर को चढ़ता है, और महीन चूरा ऊपर से नीचे को गिरता है। पानी अयस्क में के हलके भाग को बहा ले जाता है, और अयस्क का भारी भाग नीचे बैठ जाता है।



यह स्मरण रखना चाहिए कि अयस्क के भारी भाग में ही उपयोगी धातु होती है।

कभी-कभी ढालू रेकों (तख्तों) चित्र ३६—हाइड्रॉलिक क्लासिफायर पर अयस्क को पानी के साथ-साथ धोते हैं। चित्र ४० में वंग अयस्क को धोने की विधि दी है।

अयस्क का निस्तापन (Calcination)—निस्तापन विधि में अयस्क



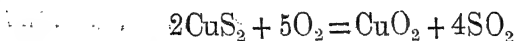
चित्र ४०—वंग अयस्कों को धोने का रिक

को जोरों से गरम किया जाता है। ऐसा करने से इसका कुछ भाग निकल जाता है। बहुधा निस्तापन में कार्बन द्विऑक्साइड निकाल कर कार्बोनेट को ऑक्साइड में परिणत करना या हाइड्रॉक्साइड को ऑक्साइड में परिणत करना होता है। चूने के पत्थर (limestone) के निस्तापन से चूना, मेगनेसाइट के निस्तापन से मेगनीशिया, या बौक्साइट के निस्तापन से निर्जल ऐल्यूमिना प्राप्त होते हैं। निस्तत (calcined) अयस्क से फिर धातु प्राप्त करने की प्रतिक्रियायें की जाती हैं।

अयस्क का जारण (Roasting)—अयस्क को कभी-कभी हवा में विशेष उद्देश्य से तपुया जाता है। इस प्रतिक्रिया को जारण कहते हैं। द्रवणांक के नीचे तक ही तापक्रम रखते हैं। जारण करते समय कभी-कभी कुछ अन्य पदार्थ भी मिला दिए जाते हैं।

निस्तापन भी एक प्रकार का जारण है, परन्तु निस्तापन का उद्देश्य केवल पानी या कार्बन द्विऑक्साइड का निकालना होता है। जारण में बहुधा अयस्क का ऑक्सीकरण होता है। जारण को हम प्रतिक्रियाओं के हिसाब से चार भागों में बाँट सकते हैं—

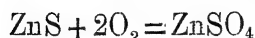
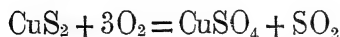
(१) **ऑक्सीकारक जारण (Oxidising roasting)**—इस जारण प्रतिक्रिया में अयस्क का ऑक्सीकरण होता है, अथवा इसका गन्धक, आर्सेनिक या एण्टीमनी निकल जाता है, और धातु का ऑक्साइड रह जाता है।



(२) **वात जारण (Blast roasting)**—खनिज में हवा के झोंके प्रवाहित किए जाते हैं, और ऐसा करने पर अयस्क का गन्धक निकल जाता है, और ऑक्साइड रह जाता है। गेलीना (लेड सल्फाइड) और ताम्र मासिक (Cu pyrites) के साथ कहीं-कहीं इस प्रकार का जारण करते हैं।

(३) **क्लोराइडकारक जारण (Chloridising roasting)**—इस विधि में अयस्क को क्लोराइड में परिणत करते हैं। अयस्क को बहुधा नमक के साथ हवा की विद्यमानता में गरम करते हैं। अगर चाँदी के किसी अयस्क में गन्धक, आर्सेनिक या एण्टीमनी हो, तो नमक मिला कर हवा में गरम करने पर उससे रजत क्लोराइड, Ag Cl , मिलेगा।

(४) सल्फेटकारक जारण (Sulphating roasting)—अगर किसी सल्फाइड अयस्क का आंशिक ऑक्सीकरण किया जाय, तो सल्फाइड से सल्फेट बनेगा—

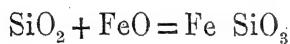


इस सल्फेट का उपयोग बाद को धातु बनाने की प्रतिक्रियाओं में किया जा सकता है। ये सल्फेट बहुधा विलेय होते हैं। पानी में इनके विलयन तैयार हो जाते हैं, और अयस्क के अविलेय अंश पृथक् हो जाते हैं।

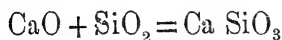
द्रावक (Flux) और गलित (Slag)—अयस्क में बहुधा मिट्टी मिली होती है, और यह आवश्यक होता है कि इसे अलग किया जाय। अयस्क में कुछ ऐसे पदार्थ इस काम के लिए मिलाए जाते हैं, जिन्हें द्रावक कहते हैं। तपाए जाने पर ये मिट्टी के साथ मिलकर शीघ्र गलने वाले यौगिक बनाते हैं। गला हुआ यह अंश बह कर अलग हो जाता है। इस अंश को गलित या स्यन्द (slag) कहते हैं।

कुछ अयस्क तो स्वतः-द्राव होते हैं, क्योंकि इनमें कुछ त्याज्य (gangue) अंश ऐसा होता है, जो गरम करने पर गल जाता है। इन अयस्कों में किसी अन्य द्रावक के मिलने की आवश्यकता नहीं होती। अलोह (nonferrous) धातुओं के अयस्कों में निम्न द्रावक मिलाए जाते हैं—लोहे के ऑक्साइड, चूने का पत्थर, बालू मिली मिट्टी (सिकतामय अयस्क), फ्लोरस्पर।

ताँबे, सीसे और चाँदी के अयस्कों में बालू होती है। इनमें जब लोह ऑक्साइड मिलाते हैं, तो शीघ्र गलनीय लोह सिलिकेट बनते हैं—



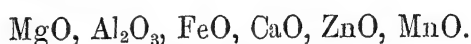
इसी प्रकार चूना मिलाने पर कैल्सियम मेटासिलिकेट बनता है जो शीघ्र गलता है—



कभी-कभी फेरस सिलिकेट और कैल्सियम सिलिकेट दोनों साथ-साथ बनाना लाभकर होता है। चूना मिला देने से गलित जल्दी नीचे के तापक्रम पर ही बन जाता है, और हलका भी होता है।

गली अवस्था में फ्लोरस्फार बहुत पतला गलित देता है। इसलिये गलितों की स्यन्दता या द्रवता बढ़ाने के लिये फ्लोरस्फार द्रावक बहुत अच्छा माना गया है। यह बेरियम और कैल्शियम सल्फेटों के साथ गलनीय यौगिक बनाता है।

गलित अधिकतर मेटसिलिकेट होते हैं। अधिकतर निम्न भस्मों से सम्बन्धित होते हैं—



भट्टियाँ या भ्राष्ट्र (Furnaces)—धातु तैयार करने का काम भ्राष्ट्र या भट्टियों में किया जाता है। हर एक काम के लिए अलग-अलग तरह की भट्टी बनानी पड़ती है। चूने के पत्थर से चूना बनाने के भट्टे से तो सभी परिचित हैं। इसी प्रकार भट्टों (kiln) का व्यवहार अनेक रासायनिक प्रक्रियाओं में होता है।

धातु विज्ञान में काम आने वाली भट्टियाँ बहुधा चार प्रकार की होती हैं—

(१) वात भट्टी (Blast furnace)—ये भट्टियाँ ऊँची मीनार की तरह बनी होती हैं। निचले भाग में गलित निकालने का मार्ग बना होता है। ऊपर धुओं (flue) के निकलने का मार्ग होता है। भट्टी के भीतर हवा धौंकने का प्रबन्ध होता है। जिन नलों या मार्गों द्वारा हवा धौंकी जाती है उन्हें टायर (tuyeres) कहते हैं। इन टायरों के ऊपर ही एक बड़ी सी मूषा (crucible) या अंगीठी (hearth) होती है। भट्टी के मुख पर एक शंकु (cone) के आकार का आवरण होता है जिस के साथ जंजीर लगी होती है, जंजीर ढीली करने पर शंकु नीचे आ जाता है, और मुख द्वार खुल जाता है। इस द्वार से भट्टी के भीतर अयस्क और ईंधन (कोक आदि) मिला कर छोड़ा जाता है। जंजीर खींच लेने पर भट्टी का मुखद्वार शंकु से सट जाता है, और इस प्रकार बन्द हो जाता है।

भट्टी का तापक्रम ऊपर से नीचे की ओर क्रमशः अधिक होता जाता है। भिन्न-भिन्न तापक्रम पर अयस्क के साथ भिन्न-भिन्न प्रतिक्रियाएँ होती हैं।

वात-भट्टी का उपयोग लोहे के अध्याय में देखिये।

पर (२) क्षेपक भट्टी (Reverberatory furnace)—इस प्रकार की ईंधन और अयस्क परस्पर साथ मिला कर नहीं तपाये जाते।

भट्टी के एक स्थान पर ईंधन जलता है। भट्टी से निकली ज्वाला और इसकी गैसों ही अयस्क के सम्पर्क में भट्टी के दूसरे स्थान में आती हैं। भट्टी का वेश्म (chamber) अनुप्रस्थ (horizontal) होता है, और इसके दो भाग होते हैं, एक छोटा और एक बड़ा। छोटे भाग में ईंधन जलता है, और बड़े भाग में अयस्क के साथ क्रिया होती है। बड़े भाग की भूमि (bed) पर अयस्क रखते हैं। भट्टी की छत कुछ मेहराबनुमा एक ओर को झुकती जाती है। उन्नतोदर (concave) आकार के कारण ज्वालाओं की गरमी परावर्तित होकर अयस्क के ऊपर केन्द्रित हो जाती है। ताप के इस प्रकार परावर्तित या परिचित होने के कारण भट्टी को चक्षेपक भट्टी कहते हैं।

इस भट्टी का उपयोग अपचयन और उपचयन दोनों प्रकार की क्रियाओं के लिए हो सकता है। यदि अपचयन (reduction) करना हो तो अयस्क के साथ अपचायक पदार्थ मिला देते हैं, और यदि उपचयन करना हो तो भट्टी में अयस्क के ऊपर हवा के प्रवाह का प्रबन्ध करते हैं।

वंग या सीसा धातु तैयार करने में क्षेपक भट्टी का प्रयोग होता है। इन अध्यायों को देखिए।

अपावृत भट्टी (Muffle furnace)—इन भट्टियों में एक अपावृत (ढका) वेश्म होता है जो चारों ओर से आग के सम्पर्क में आता है। वेश्म में अयस्क रक्खा जाता है, और प्रतिक्रिया में जो पदार्थ बनते हैं, वे अपावृत वेश्म के दूसरे द्वारों से बाहर निकल आते हैं। इस प्रकार अपावृत भट्टियों में ऐसा आयोजन होता है कि ईंधन से निकली गैसों, और अयस्क के जारण आदि से बने पदार्थ एक दूसरे के सम्पर्क से बचे रहते हैं। विशेष कारणों से यह बात वाञ्छनीय होती है कि इन दोनों में सम्पर्क न हो। ताम्र की धातुक्रिया में इस भट्टी का उपयोग देखिये।

पुनरोत्पादित भट्टियाँ (Regenerated furnaces)—ये भट्टियाँ विशेष काम के लिए होती हैं। भट्टियों से जो धुआँ निकलता है, वह भी गरम होता है, और इस धुआँ को चिमनी द्वारा आकाश में छोड़ दिया जाय, तो इसकी गरमी का उपयोग नहीं हो पाता। पुनरोत्पादित भट्टियों में धुएँ के साथ गई हुई गरमी का फिर उपयोग कर लिया जाता है। इस धुएँ की गरमी से हवा का एक प्रवाह गरम करते हैं, और यह गरम हवा फिर भट्टी में जाती है,

और भट्टी को गरमी पहुँचाती है। इस प्रकार पुनरोत्पादित भट्टियों में ईंधन की सितव्ययता हो जाती है।

विजली की भट्टियाँ या विद्युत् भ्राष्ट्र (Electric furnaces)—जिन स्थानों पर सस्ती विजली प्राप्त होती है, वहाँ विजली की सहायता से भट्टियाँ प्रज्वलित की जाती हैं। विजली की भट्टियाँ तीन प्रकार की हो सकती हैं—

(क) प्रतिरोध भ्राष्ट्र (Resistance furnace)—विजली की धारा जब किसी चालक में होकर बहती है, तो चालक के प्रतिरोध के कारण ताप उत्पन्न होता है, जैसे कि विजली के स्टोवों में। इस ताप का बृहद् परिमाण में भट्टियों में उपयोग होता है। कभी कभी तो अयस्क-मिश्रण ही प्रतिरोधक द्रव्य का काम करता है, और इससे स्वतः ताप उत्पन्न होता है। कभी-कभी मिश्रण में कुचालक पदार्थों की शलाकायें (rod) अवस्थित कर दी जाती हैं। विद्युत् धारा के प्रवाह पर ये शलाकायें उत्तप्त हो जाती हैं, और इनकी गरमी से अयस्क मिश्रण गरम हो उठता है। किसी किसी प्रतिरोध भ्राष्ट्र का शरीर ही ऐसे प्रतिरोधक द्रव्य का बना होता है, कि विद्युत् धारा के प्रवाह पर भ्राष्ट्र दहकने लगती है। काँच की नलिका पर निक्रोम (nichrome) तार लपेट कर साधारण काम के लिए छोटी प्रतिरोध-भ्राष्ट्र बना सकते हैं।

(ख) चाप-भ्राष्ट्र (Arc furnace)—इन भट्टियों में कार्बन एलेक्ट्रोडों के बीच में विजली की धारा से चाप स्थापित करते हैं। एलेक्ट्रोडों के बीच की हवा प्रबल विद्युत् क्षेत्र में चालक बन जाती है, और एक एलेक्ट्रोड से दूसरे एलेक्ट्रोड तक चिनगारियाँ चलने लगती हैं। इन चिनगारियों से ही धनुष के आकार का उत्तप्त चाप बन जाता है। इन चिनगारियों की गरमी से अयस्क मिश्रण में प्रतिक्रियायें आरम्भ होती हैं।

(ग) उपपादन भ्राष्ट्र (Induction furnace)—भट्टी की भूमि पर रक्खा हुआ अयस्क द्रव्य इन भट्टियों में उपपादन वेष्टन (induction coil) की द्वितीयक कुंडली (secondary circuit) का काम देता है। प्राथमिक कुंडली में विद्युत् धारा प्रवाहित करते हैं, और इस अयस्क द्रव्य में द्वितीयक उपपादित धारायें उत्पन्न होती हैं। ये धारायें अयस्क द्रव्य को गरम कर देती हैं।

विद्युत् भ्राष्ट्रों में 3000° तक के लगभग का तापक्रम प्राप्त हो सकता है। कोयले की भट्टियों में तापक्रम इतना अधिक नहीं हो पाता।

अग्निजित या दुर्द्राव्य पदार्थ (Refractory material)—हमने देखा कि बिजली की भट्टियों में अत्यन्त ऊँचा तापक्रम प्राप्त हो सकता है। पर इस ऊँचे तापक्रम को सहन कर सकने वाली भट्टियाँ भी होनी चाहिए। कहीं यह न होजाय, कि इस ऊँचे तापक्रम पर भट्टियाँ गल कर गिर जायँ। भट्टियों के बनाने में काम आने वाले वे समस्त पदार्थ जो ऊँचे तापक्रम पर भी न गलें अग्निजित या दुर्द्राव्य पदार्थ कहलाते हैं।

भट्टियाँ ऐसे पदार्थों की बननी चाहिए जो ऊँचे तापक्रमों तक न गलें। यदि तापक्रम एकदम ऊँचा कर दिया जाय, या एक दम गिरा दिया जाय, तो ये पदार्थ फटें भी नहीं। ऊँचे तापक्रमों पर ये पदार्थ उच्च दाब का भी सहन कर सकें। ये पदार्थ भट्टियों में उत्पन्न गलित या स्यन्द (slag) द्रव्य के साथ रासायनिक प्रतिक्रियायें भी न करें, यह भी आवश्यक है।

दुर्द्राव्य अग्निजित पदार्थों की ईंटें बनायी जाती हैं, और भट्टियों में अन्दर की ओर चिनाई करके इनका अस्तर (lining) किया होता है। अग्निजित पदार्थों की प्रकृति अम्लीय या भस्मीय दोनों हो सकती है।

अम्लीय दुर्द्राव्य पदार्थ ये हैं—जेनिस्टर (ganister), जिसमें ६२% सिलिका और २७% ऐल्यूमिना होता है; क्वार्ट्ज़, और बालू के बने अर्थात् सैकत (siliceous) पदार्थ।

भस्मीय दुर्द्राव्य—जैसे चूना, डोलोमाइट, या मेगनेसाइट।

शिथिल दुर्द्राव्य—ग्रेफाइट, क्रोमाइट, अस्थि-भस्म

अर्ध शिथिल दुर्द्राव्य—अग्निजित मिट्टी जिसमें ५०-६५% सिलिकन और २५-३५% ऐल्यूमिना होता है।

सिलिका और केओलिन मिट्टी १७४०° तक का तापक्रम सहन कर सकती है। बौक्साइट की बनी ईंटें १८००° तक, शुद्ध ऐल्यूमिना की २०००° तक और मेगनीशिया एवं क्रोमाइट की बनी ईंटें २२००° तक के तापक्रम को सह सकती हैं। ग्रेफाइट की बनी मूषा सबसे ऊँचा तापक्रम सह सकती है, क्योंकि यह गलती ही नहीं, और न मृदु पड़ती है। पर इसे हवा से बचाना चाहिए, नहीं तो यह जल जायगी। ज़रकोनिया सबसे अच्छा दुर्द्राव्य पदार्थ है जो २६००° तक तापक्रम को अच्छी तरह सह लेता है।

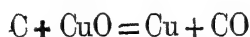
धातुओं का शोधन (Refining)—धातु कर्म द्वारा आरम्भ में बनी धातु बहुत शुद्ध नहीं होती। कभी-कभी इस धातु में अन्य धातुओं के भी अंश

विद्यमान होते हैं, और कुछ गन्धक, आर्सेनिक, कार्बन या फॉस्फोरस भी होता है। इन धातुओं से यदि परम शुद्ध धातु तैयार करनी हो, तो कुछ और क्रियायें भी करनी पड़ती हैं। ये क्रियायें साधारणतः चार कोटि की हैं—

(क) धातु में कुछ अयस्क मिला कर फिर गरम करना—मान लो कि अयस्क को हमने कार्बन या लोहे के साथ अपचित या अवकृत (reduce) किया था, और जो धातु मिली उसमें थोड़ा सा कार्बन या लोहा भी मिला रह गया जिसे हमें अलग करना है। हिसाब लगा कर इस अशुद्ध धातु में थोड़ा सा अयस्क और मिला कर गरम करो। यह अयस्क उस बचे हुए कार्बन या लोहे के साथ प्रतिक्रिया करेगा।

(ख) द्राव विधि (Liquation process)—कभी-कभी ऐसा होता है कि धातु में मिला अपद्रव्य (impurity) धातु की अपेक्षा कम गलनीय होता है। गलनीयता (fusibility) की इस भिन्नता का उपयोग करके जो भी कोई शोधन विधि व्यवहार में लायी जाती है, उसे द्राव विधि कहते हैं। सीसे और यशद के मिश्रण को यशद के द्रवणांक से थोड़े से ऊपर तापक्रम तक गलाते हैं। इस प्रकार यशद को सीसे से पृथक् कर सकते हैं। इस तापक्रम पर सीसा गलनीय नहीं है, और न यह गले हुये यशद में विलेय ही है। यह धीरे-धीरे नीचे बैठ जाता है।

(ग) उपचयन या ऑक्सीकरण विधि (Oxidation process)—कभी-कभी धातु की अपेक्षा उसमें मिला अपद्रव्य अधिक शीघ्र ऑक्सीकृत हो सकता है। इस सिद्धान्त के आधार पर भी धातुओं का शोधन करना संभव है। धातु को पहले गला लेते हैं, और फिर द्रवावस्था में इसे वायु के प्रवाह के प्रभाव में लाते हैं। अपद्रव्य के जो ऑक्साइड बनते हैं, उनकी तह द्रव धातु के ऊपर मलाई की तरह जम जाती है। इस तह को हटा लेते हैं। कभी-कभी धातु के अपद्रव्य का ऑक्सीकरण उस धातु के ऑक्साइड को मिलाकर ही करते हैं। मान लो कि ताँबे में थोड़ा सा कोयला मिला रह गया है। इसमें थोड़ा सा ताँबे का ऑक्साइड और मिला कर गरम करें तो कोयला दूर हो जायगा—



(घ) विद्युत् विच्छेदन विधि (Electrolytic process)—इस विधि में अशुद्ध धातु को धन एलेक्ट्रोड (एनोड) बनाते हैं, और ऋण

एलेक्ट्रोड (कैथोड) किसी भी ऐसी दूसरी शुद्ध धातु का होता है, जिस पर से जमी हुई शुद्ध धातु की तह पृथक् की जा सके। बीच में माध्यम धातु के एक लवण का विलयन रखते हैं,—जैसे ताँबे के शोधन के लिए ताम्र सल्फेट का विलयन। कैथोड पर शुद्ध ताँबा जमा होगा।

धातुकर्म के लिए सामान्य अयस्क—धातुयें तैयार करने के लिए निम्न अयस्कों का बहुधा उपयोग होता है।

ऑक्साइड

हेमेटाइट	Fe_2O_3
लिमोनाइट	$\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{ य } \text{H}_2\text{O}$
मेग्नेटाइट	Fe_3O_4
केसिटेराइट	SnO_2
पायरोलुसाइट	MnO_2
बौक्साइट	$\text{Al}_2\text{O}_3, \text{ य } \text{H}_2\text{O}$

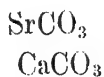
सल्फाइड

गेलीना	PbS
स्फेलेराइट	ZnS
पाइराइट	FeS_2
चैल्कोसाइट	Cu_2S
स्टिबनाइट	Sb_2S_3
सिनेबार	HgS
ग्रिनोकाइट	CdS
बिसमुथिनाइट	Bi_2S_3

कार्बोनेट

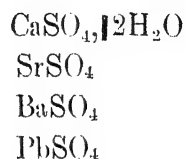
सेरुसाइट	PbCO_3
सिडेराइट	FeCO_3
स्मिथसनाइट	ZnCO_3
कैलसाइट	CaCO_3
मेग्नेसाइट	MgCO_3
मैलेकाइट	$\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{ CuCO}_3$

स्ट्रॉशियेनाइट
विदेराइट



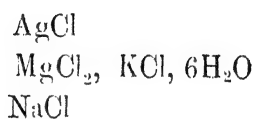
सल्फेट

जिप्सम
सेलेसाइट
बेराइट
एंग्लेसाइट



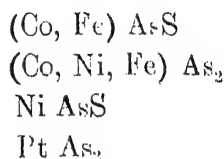
क्लोराइड

हार्नसिल्वर
कार्नेलाइट
नमक



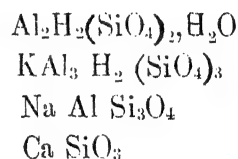
आसे नाइड

कोबल्ट ग्लान्स
स्पाइस कोबल्ट और स्मेल्टाइट
निकेल ग्लान्स
स्पेरिलाइट

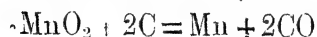
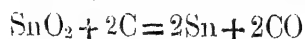


सिलिकेट

केओलिन
अभ्रक
फेल्सपार
बूलस्टनाइट

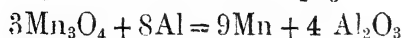
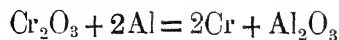


धातु कर्म की सामान्य प्रतिक्रियायें—(१) अगर अयस्क ऑक्साइड हो तो इसे बहुधा कोक, कोयला या कार्बन के साथ गरम करते हैं। अपचयन विधि (reduction) से धातु प्राप्त होती है।

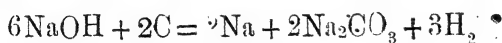


अगर अयस्क दुर्द्रव्य हो, तो अपचयन ऐल्यूमीनियम धातु से किया जाता है। इस काम के लिये गोल्डस्मिट की तापन-विधि (Goldschmidt

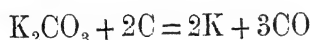
thermit process) काम में आती है। अयस्क में ऐल्यूमीनियम का चूर्ण मिलाते हैं, और फिर इसे मैगनीशियम के पत्ती से जलाते हैं।



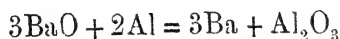
(२) अपचयन द्वारा चार तत्व बनाना—बहुधा क्षारतत्व विद्युत् विच्छेदन की विधि से बनाए जाते हैं। पर इस विधि के आविष्कार के पूर्व अपचयन द्वारा भी इन्हें बनाते थे। कार्बिक सोडा को लोह कार्बाइड के साथ लोहे के भभकों में 1000° पर गरम करें तो सोडियम मिलेगा—



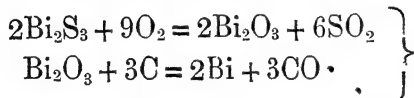
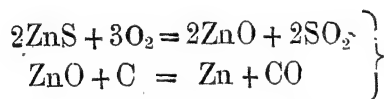
लोहे की बोतलों में पोटैसियम कार्बोनेट को कार्बन के साथ गरम करें, तो पोटैसियम मिलेगा—



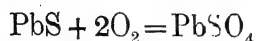
बेरियम ऑक्साइड को शून्य में ऐल्यूमीनियम के साथ गरम करें, तो बेरियम धातु मिलेगी—



(३) अगर अयस्क सलफाइड हो, तो इसका हवा में जारण (roasting) करते हैं। ऐसा करने से सलफाइड अयस्क ऑक्साइड में परिणत हो जाता है, और फिर इस ऑक्साइड को कार्बन से अपचित करते हैं—

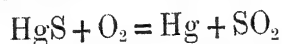


सलफाइड अयस्क को यदि कम हवा में ऑक्सीकृत करें तो इससे सलफेट मिलता है। जैसे गेलीना से सीस सलफेट—



ऐसी अवस्था में कुछ विशेष कठिनाइयाँ उपस्थित होती हैं। स्नेपक का विशेष प्रबन्ध करना पड़ता है।

सिनेबार, HgS , अकेले जारण से शुद्ध पारा देता है—



इसे “वायु-अपचयन विधि” (air reduction process) कहते हैं, क्योंकि इसमें सलफाइड का अपचयन होता है, न कि धातु का ऑक्सीकरण।

(४) विद्युत् विच्छेदन की विधि से (Electrolysis)—द्वार और क्षारीय पार्थिव तत्वों को शुद्ध धातु के रूप में तैयार करने के लिए विद्युत् विच्छेदन विधि का उपयोग करते हैं। इन तत्वों के हेलाइडों को गलाते हैं, और यदि वे शीघ्र न गलें तो उनमें पोटैसियम क्लोराइड मिला देते हैं। ऐसा करने से वे आसानी से गल जाते हैं। लोहे के बेलनाकार पात्रों में विद्युत् विच्छेदन करते हैं। कैथोड लोहे का होता है और एनोड बहुधा निकेल का।

नीचे की सारणी में दिया गया है कि किस धातु के लिये कौन सा द्रव्य गला कर विद्युत् विच्छेदन करना चाहिए—

धातु	विद्युत् विच्छेदन के लिये द्रव्य
सोडियम	NaOH
पोटैसियम	KOH या $\text{KCl} + \text{CaCl}_2$
लीथियम	पिरीडिन में Li Cl ; या $\text{KCl} + \text{Li Cl}$
कैल्सियम	$\text{CaCl}_2 + \text{Ca F}_2$
बेरियम	$\text{BaCl}_2 + \text{KCl}$
स्ट्रोंशियम	$\text{SrCl}_2 + \text{KCl}$ (या $+\text{NH}_4\text{Cl}$)
मैगनीशियम	कार्बोनाइट + CaF_2

प्रश्न

- धातुकर्म के लिये किस प्रकार के खनिज लिए जाते हैं और उनके साथ साधारणतया कौन कौन सी क्रियायें की जाती हैं ?
- अयस्क परिवेषण किसे कहते हैं ? इसके अन्तर्गत कौन कौन सी क्रियायें हैं ?

- ३ चुम्बकीय पृथक्करण और फेन उत्प्लावन विधि विस्तार से लिखो ।
- ४ धातुओं का शोधन किस प्रकार करते हैं ?
- ५ भट्टियाँ कितने प्रकार की होती हैं ? वात भट्टी, क्षेपण भट्टी और विद्युत् भट्टी पर टिप्पणी लिखो ।
- ६ अयस्क का जारण कितने प्रकार का होता है ?
- ७ धातुकर्म में द्रावक, गलित (स्यन्द) और त्याज्य किन्हें कहा जाता है ?
- ८ अमिश्रित या दुर्दान्य पदार्थों का उपयोग बताओ । ये कितने प्रकार के होते हैं ?

अध्याय ८

हाइड्रोजन और पानी

मैंडलीफ के आवर्तसंविभाग में हाइड्रोजन का सर्व प्रथम स्थान है। यह तत्त्व अन्य तत्त्वों की अपेक्षा सब से हलका है। पानी और लगभग सभी प्राकृतिक कृत्रिमिक यौगिकों का अंश होने के कारण इस तत्त्व का विशेष महत्त्व है। हाइड्रोजन गैस का सब से पुराना उल्लेख १६वीं शताब्दी का मिलता है—पैरामेल्स ने धातु और अम्लों के संसर्ग से उत्पन्न एक गैस का विवरण लिखा है जो

आग लगने पर जल उठती थी। परन्तु यह “ज्वलन शील गैस” कार्बन मोनोक्साइड अथवा हाइड्रोजन सल्फाइड आदि गैसों से भिन्न थी—इस बात का परिज्ञान उसके समय के लोगों को न था। सन् १७६६ ई० में कैवेण्डिश (Cavendish) नामक रसायनज्ञ ने इस गैस का स्वतंत्र अस्तित्व प्रमाणित किया। यह गैस उस समय “फ्लोजिस्टनयुक्त वायु” भी कहलाती थी। कुछ लोग इस गैस को ही फ्लोजिस्टन समझते थे जो अग्नि का एक मुख्य तत्त्व माना जाता था। सन्-१७८३ में फ्रान्सीसी रसायनज्ञ लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने इस गैस



चित्र ४१—कैवेण्डिश

का नाम हाइड्रोजन रखा। हाइड्रो शब्द का अर्थ पानी, और जन शब्द का अर्थ उत्पादक है। पानी का मुख्य तत्त्व होने के कारण हिन्दी में इसका नाम उदजन भी प्रचलित रहा है (उद=पानी, जन=उत्पादक)। कैवेंडिश के हाइड्रोजन-अन्वेषण के पूर्व पानी को एक तत्त्व समझा जाता था, पर कैवेंडिश ने अपने प्रयोगों द्वारा प्रमाणित कर दिया कि पानी तो तत्त्व नहीं है, पर हाइड्रोजन एक तत्त्व है। कैवेंडिश ने ही यह सिद्ध किया कि पानी दो गैसों के योग से बना है जिन्हें हम आजकल हाइड्रोजन और ऑक्सीजन कहते हैं। आयतन के हिसाब से पानी में दो भाग हाइड्रोजन के और एक भाग ऑक्सीजन के हैं। सन् १८०० में निकोलसन और कार्लायल (Nicholson and Carlyle) ने पानी के विद्युत् विच्छेदन से हाइड्रोजन और ऑक्सीजन तैयार किए, और पानी के अणु का संगठन पूर्णतः निश्चित करने में वे सफल हुए।

प्राप्ति स्थान—सूक्त अवस्था में हाइड्रोजन गैस बहुत ही कम पाई जाती है। ज्वालामुखी पर्वतों से निकली हुई वाष्पों में यह कभी-कभी २०-२५ प्रतिशत तक पाई गई है। अनेक खानों की चट्टानों में थोड़ी सी मात्रा में मिली हुई भी देखी गई है। मिट्टी के तेल के कुएँ से निकली प्राकृतिक गैसों में आयतन के हिसाब से २० प्रतिशत तक देखी गई है। आकाश से दूटे हुए तारों के पत्थरों में भी कभी-कभी यह पाई जाती है। सूर्य के रश्मि-चित्र से प्रकट होता है कि इसके बाहरी वातावरण में हाइड्रोजन की मात्रा बहुत अधिक है।

यौगिक के रूप में हाइड्रोजन अनेक वस्तुओं में पाया जाता है। यह कहने की आवश्यकता नहीं कि हमारे इस भूगंडल का अधिकांश जलमय है और हाइड्रोजन इस जल का प्रधान अंग है। कार्बन और हाइड्रोजन के संयोग से जो यौगिक बनते हैं, वे हाइड्रोकार्बन कहलाते हैं। मिट्टी का तेल हाइड्रोकार्बनों का ही एक मिश्रण है। गंधक और हाइड्रोजन के संयोग से हाइड्रोजन सल्फाइड (H_2S) गैस बनती है जो प्रकृति में विशेष स्थलों पर पाई जाती है। हाइड्रोजन सभी अम्लों और क्षारों में पाया जाता है।

आवर्त संविभाग में हाइड्रोजन का स्थान—हाइड्रोजन तत्त्व सब तत्त्वों की अपेक्षा हलका है। सब से हलका तत्त्व होने के कारण मैडलीफ के आवर्त संविभाग में हाइड्रोजन को सब से पहला स्थान प्राप्त है। प्राउट (Prout) का कहना था कि और सब तत्त्व हाइड्रोजन के ही गुणित हैं अर्थात् कई हाइड्रोजन परमाणुओं के योग से अन्य दूसरे तत्त्व बने हुए हैं।

संविभाग में हाइड्रोजन के बाद हीलियम तत्त्व का स्थान है जो एक निश्चेष्ट गैस है। हीलियम के बाद लीथियम है। जिस समूह में लीथियम है उसी में सोडियम, पोटैसियम, रुबीडियम और सीज़ियम नामक चार तत्व हैं। बहुधा हाइड्रोजन को भी इसी समूह में स्थान दिया जाता है पर फ्लोरीन, क्लोरीन आदि सातवें समूह के तत्वों से भी हाइड्रोजन बहुत कुछ मिलता जुलता है और इसलिए सातवें समूह में भी इसे सर्वोपरि स्थान देना कुछ अनुचित नहीं है।

हाइड्रोजन के एक परमाणु में बाहरी परिधि पर एक एलेक्ट्रोन या ऋणाणु है और यह पहली परिधि अधिक से अधिक दो ऋणाणु ग्रहण कर सकती है। दूसरे शब्दों में इस परिधि की ऋणाणु संतृप्ति-संख्या दो है। इस प्रकार हाइड्रोजन के परमाणु में ऋणाणु की संख्या संतृप्ति-संख्या से एक कम है। इस बात में यह तत्त्व हैलोजन समूह के फ्लोरीन, क्लोरीन आदि तत्वों के समान है क्योंकि उनके परमाणु की बाहरी परिधि पर स्थित ऋणाणुओं की संख्या भी संतृप्ति-संख्या से एक कम है। जैसे हाइड्रोजन के परमाणु में ऋणाणु की एक संख्या और बढ़ा देने से निश्चेष्ट हीलियम गैस का परमाणु प्राप्त हो जाता है, उसी प्रकार फ्लोरीन की परमाणु संख्या एक बढ़ने पर नेऑन, क्लोरीन की एक संख्या बढ़ने पर आर्गन आदि गैसों बनती हैं। इस प्रकार परमाणु के गठन की दृष्टि से हाइड्रोजन और हैलोजन गैसों के परमाणुओं में बहुत कुछ समानता है।

परन्तु इससे यह न समझना चाहिए कि हाइड्रोजन के परमाणु और प्रथम समूह के चार तत्वों के परमाणुओं में कोई समानता नहीं है। जिस प्रकार चार तत्वों के परमाणुओं में सब से बाहरी परिधि पर एक ऋणाणु है उसी प्रकार हाइड्रोजन की एक मात्र परिधि पर भी एक ऋणाणु है और यह ऋणाणु पौली (Pauli) पद्धति के अनुसार s^1 (s^1) तल का है। चार तत्वों में भी यह बाहरी परिधि वाला ऋणाणु s^1 तल का है।

$$H = 1s^1$$

$$Li = 1s^2, 2s^1$$

$$Na = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$$

$$K = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$$

कार्बनिक रसायन के यौगिकों में जिस प्रकार यह देखा जाता है कि प्रत्येक कक्षा का पहला यौगिक उस वर्ग में अनेक दृष्टियों से एक अपवाद

है, उसी प्रकार आवर्त संविभाग का पहला तत्त्व होने के कारण हाइड्रोजन भी एक अपवाद है। तर्क के आधार पर यह निश्चित नहीं किया जा सकता कि इसे पहले समूह में रखना चाहिए, अथवा सातवें में अथवा उन दोनों के बीच में ही इसे कोई स्थान देना चाहिए। हम नीचे कुछ समानताओं का निर्देश करेंगे जिनके आधार पर हाइड्रोजन को पहले अथवा सातवें समूह में रखा जा सकता है।

हैलोजन से समानता :—(१) जैसा ऊपर कहा जा चुका है सभी हैलोजनों के परमाणुओं की बाहरी परिधि में ऋणाणुओं की संख्या संतृप्ति-संख्या से १ कम है, उसी प्रकार हाइड्रोजन की परिधि पर स्थित ऋणाणु संख्या उस परिधि की संतृप्ति-संख्या से १ कम है।

तत्त्व	बाहरी परिधि की संतृप्ति संख्या	बाहरी परिधि पर ऋणाणु संख्या
हाइड्रोजन	२	$1 = 2 - 1$
फ्लोरीन	८	$7 = 8 - 1$
क्लोरीन	८	$7 = 8 - 1$

(२) हाइड्रोजन का आयनीकरण विभव (ionisation potential) उसी श्रेणी का है जिस श्रेणी का हैलोजन तत्त्वों का है। चार तत्त्वों का आयनीकरण विभव सापेक्षतः बहुत कम है।

तत्त्व	आयनीकरण विभव
हाइड्रोजन	१३.५४ वोल्ट
लीथियम	५.३७ वोल्ट
फ्लोरीन	१८.६
सोडियम	५.१२
क्लोरीन	१३.०
पोटैसियम	४.३२
ब्रोमीन	११.६४
रुबीडियम	४.१६

(३) हैलोजन तत्त्वों के समान हाइड्रोजन तत्त्व भी अधातु गैस है। ठोस हाइड्रोजन भी ठोस आयोडीन के समान अधातु है। चार तत्त्व तो सभी धातु हैं।

(४) हाइड्रोजन अणु हैलोजन अणुओं के समान ही द्विपरमाणुक (diatomic) हैं अर्थात् इन सब के एक अणु में दो परमाणु हैं :— H_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 । लीथियम, सोडियम, पोटैसियम आदि के अणु एक-परमाणुक हैं। उनके अणुओं के सूत्र Li , Na , K , आदि हैं।

(५) हाइड्रोजन सोडियम के साथ संयुक्त होकर उसी प्रकार हाइड्राइड ($Na H$) देता है जैसे क्लोरीन आदि क्लोराइड ($Na Cl$) आदि देते हैं।

(६) हाइड्रोजन कार्बन, सिज़ीकन और जर्मेनियम के साथ संयुक्त होकर CH_4 , $Si H_4$, $Ge H_4$ के समान यौगिक देता है जिनका गठन $C Cl_4$, $Si Cl_4$ और $Ge Cl_4$ के समान है।

(७) कुछ कार्बनिक यौगिकों में हाइड्रोजन के स्थान पर क्लोरीन आसानी से स्थापित किया जा सकता है और इस दृष्टि से भी क्लोरीन और हाइड्रोजन समान हैं। उदाहरणतः एथेन, $C_2 H_6$, में क्रमशः एक-एक हाइड्रोजन क्लोरीन द्वारा स्थापित किया जा सकता है, जिससे $C_2 H_5 Cl$, $C_2 H_4 Cl_2$ आदि यौगिक बनते हैं।

(८) गले हुए लीथियम हाइड्राइड के विद्युत् विच्छेदन से एनोड (धनद्वार) पर हाइड्रोजन गैस उसी प्रकार निकलती है जैसे गले हुए क्लोराइडों के विद्युत् विच्छेदन से क्लोरीन। इस बात में भी हाइड्रोजन और क्लोरीन समान हैं।

चार धातुओं से समानता—(१) यौगिक बनाते समय हाइड्रोजन की विद्युत्-धनात्मकता उतनी ही प्रबल देखी जाती है जितनी कि सोडियम, पोटैसियम आदि चार तत्वों की। चार तत्व जिस आसानी से क्लोरीन, ब्रोमीन आदि तत्वों से संयुक्त होते हैं, हाइड्रोजन भी उतनी ही आसानी से उन हैलोजन तत्वों से संयुक्त होकर यौगिक बनाता है।

(२) हाइड्रोजन आयन, H^+ , चार धातुओं की आयनों, Na^+ , K^+ के समान हैं। हाइड्रोजन हैलाइड और चार धातुओं के हैलाइड दोनों ही प्रबल विद्युत् विच्छेद्य हैं, और विलयन में दोनों ही धनात्मक H^+ और Na^+ या K^+ देते हैं।

(३) हाइड्रोजन क्लोराइड का विद्युत् विच्छेदन करते समय हाइड्रोजन

आयन कैथोड (ऋणद्वार) की ओर उसी प्रकार जाता है जिस प्रकार सोडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन के समय सोडियम आयन जाता है।

(४) यौगिकों में हाइड्रोजन सोडियम आदि चार तत्वों के समान धनात्मक एक-संयोज्य है।

(५) हाइड्रोजन के परमाणु में एक मात्र ऋणाणु s^1 तल का है। सोडियम आदि परमाणुओं में भी सबसे बाहरी परिधि का ऋणाणु भी s^1 तल का है।

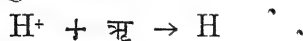
हाइड्रोजन की प्राप्ति

हाइड्रोजन मुख्यतः तीन प्रकार के पदार्थों से प्राप्त किया जा सकता है—पानी से, अम्लों से और क्षारों से। हाइड्रोजन प्राप्त करने की मुख्य विधियाँ भी तीन प्रकार की हैं—(१) विद्युत् विच्छेदन करके, (२) प्रतिक्रिया द्वारा किसी यौगिक के हाइड्रोजन को दूसरे धनात्मक तत्व द्वारा स्थापित करके, और (३) जिन यौगिकों में हाइड्रोजन हो, उन्हें गरम करके उनका हाइड्रोजन पृथक् किया जाय।

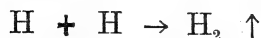
विद्युत् विच्छेदन विधि—शुद्ध जल में हाइड्रोजन और हाइड्रोजनसिल आयन इतनी कम होती है कि इसका विद्युत् विच्छेदन नहीं किया जा सकता, पर यदि पानी में कोई अम्ल, क्षार या लवण घोल लिया जाय, तो विलयन का विद्युत् विच्छेदन आसानी से होता है और इस प्रतिक्रिया में ऋणद्वार (कैथोड) पर हाइड्रोजन गैस निकलती है। यह प्रतिक्रिया इस प्रकार है—मानलो कि हम किसी अम्ल जैसे हाइड्रोक्लोरिक एसिड, HCl , का विद्युत् विच्छेदन कर रहे हैं—



हाइड्रोजन आयन ऋणद्वार पर आकर एक ऋणाणु ग्रहण कर लेंगे और आयन से परमाणु बन जायगा—



यह परमाणु अकेला नहीं रह सकता। हाइड्रोजन के दो परमाणु मिलकर हाइड्रोजन अणु बन जायगा—

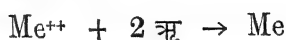


यह अणु गैस रूप में ऋणद्वार पर निकलने लगेंगे। इस गैस को यहाँ इकट्ठा किया जा सकता है।

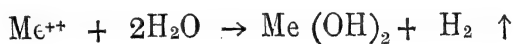
अब मान लीजिए कि हम किसी धातु के लवण घोल कर विद्युत् विच्छेदन कर रहे हैं। मान लो कि यह धातु द्विसंयोज्य (Me^{++}) है। इसके क्लोराइड का विलयन आयनित होने पर इस प्रकार आयन देगा—



Me^{++} विद्युत्-विच्छेदन के समय ऋणद्वार की ओर जायगी और वहाँ दो ऋणाणु ग्रहण करेगी—



इस प्रकार धातु का परमाणु बन गया। यह धातु यदि हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक विद्युत्-धनात्मक है, तो यह पानी के साथ इस प्रकार प्रक्रिया देगी —



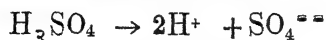
इस प्रकार ऋणद्वार पर हाइड्रोजन निकलेगा।

पर यदि यह धातु हाइड्रोजन की अपेक्षा कम धनात्मक है, तो इसको पानी पर को प्रतिक्रिया नहीं होगी। यह धातु ऋणद्वार पर संचित हो जायगी। अतः हम इस निश्चय पर पहुँचे कि केवल उन धातुओं के पानी में घोलने से हम विद्युत् विच्छेदन द्वारा हाइड्रोजन प्राप्त कर सकते हैं, जो हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक विद्युत् धनात्मक हैं, जैसे सोडियम, कैल्शियम, मैग्नीशियम आदि।

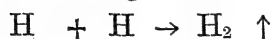
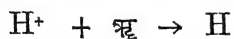
सलफ्यूरिक अम्ल के हलके विलयन से—यह विधि बहुत धीरे धीरे हाइड्रोजन देती है क्योंकि हम जानते हैं कि हाइड्रोजन का एक तुल्यांक (११.२ लीटर सामान्य तापक्रम और दाब पर) प्राप्त करने के लिए ६६४६४ कूलम्ब बिजली चाहिए अर्थात् २.२५ एम्पीयर की धारा लगभग १२ घंटे तक काम करे। इस प्रकार हाइड्रोजन प्राप्त करने के लिए बहुधा बुन्सन-वोल्टामीटर काम में लाया जाता है। इसमें ऋणद्वार प्लैटिनम का और धनद्वार जिंक-एमलगम (यशदसंरस) का होता है। सलफ्यूरिक अम्ल के विच्छेदन से सल्फेट समूह (SO_4^{--}) धनद्वार पर जाता है, और यशद या जिंक से यह संयुक्त होकर जिंक सल्फेट बना देता है। अतः इस जिंक एमलगम का परिणाम यह होता है कि धनद्वार पर ऑक्सीजन नहीं निकलता जैसा कि सामान्य रूप से निकलना चाहिये था।

सल्फ्यूरिक एसिड के विद्युत् विच्छेदन की प्रतिक्रियायें इस प्रकार समझी जा सकती हैं—

(१) आयनीकरण इस प्रकार होता है—

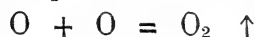
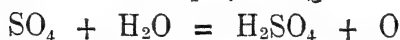
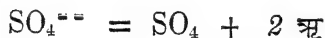


(२) हाइड्रोजन आयन ऋणद्वार (कैथोड) पर आकर—

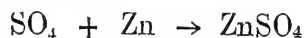


इस प्रकार ऋण-द्वार पर हाइड्रोजन निकलता है।

(३) धनद्वार पर सल्फेट आयन आती हैं, और शेष प्रतिक्रियायें निम्न प्रकार होती हैं—

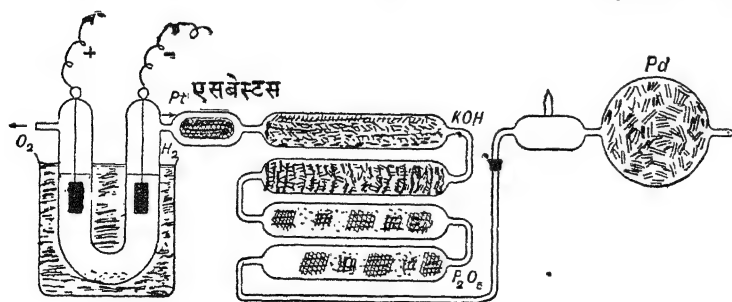


सल्फेट आयन ने धनद्वार पर ऋणाणु दे दिए और सल्फेट समूह बना। यह फिर पानी के साथ ऑक्सीजन गैस देता है। यह गैस धनद्वार पर इकट्ठा होती है। बुन्सन के वोल्टमीटर में सल्फेट मूल और ज़िक एमलगम में निम्न प्रकार प्रतिक्रिया होती है—



अतः इसमें ऑक्सीजन गैस नहीं निकलती।

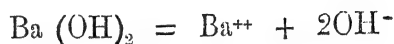
चारों के विद्युत् विच्छेदन से—चारों के विलयनों के विद्युत् विच्छेदन



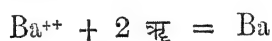
चित्र ४२—बेरीटा के विद्युत् विच्छेदन से हाइड्रोजन

से बहुत शुद्ध हाइड्रोजन मिलता है (सलफ्यूरिक एसिड में बहुधा आर्सेनिक की सूक्ष्म मात्रा होती है, जिसके कारण हाइड्रोजन गैस में थोड़ी सी आर्सेन, AsH_3 , मिली रहती है)। बेरीटा, $Ba(OH)_2$, का विलयन हाइड्रोजन तैयार करने के लिए बहुत उपयोगी है क्योंकि इसके विलयन में बेरियम कार्बोनेट अविलेय होने के कारण कार्बोनेट नहीं रहता। प्रतिक्रियायें निम्न प्रकार हैं—

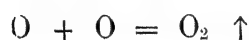
(१) आयनीकरण द्वारा—



(२) ऋण द्वार पर—

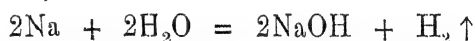


(३) धन द्वार पर—



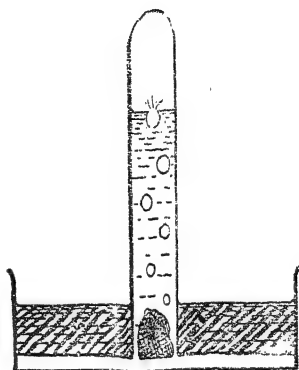
इस प्रकार ऋण द्वार पर हाइड्रोजन और धन द्वार पर ऑक्सीजन निकलता है। ऋण द्वार पर निकला हुआ यह हाइड्रोजन शुद्ध तो होता है, पर शुष्क नहीं होता। अतः कैल्सियम क्लोराइड में होकर इसे प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने से इसकी नमी दूर हो जाती है।

कास्टिक सोडा का व्यापार सोडियम क्लोराइड के विलयन के विद्युत् विच्छेदन से किया जाता है। इस विधि में जो सोडियम बनता है वह पानी से प्रतिक्रिया करके हाइड्रोजन और कास्टिक सोडा बनाता है—

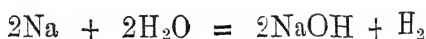


हाइड्रोजन बनाने की अन्य विधियाँ—सभी चार तत्त्व, जैसे लीथियम, सोडियम, पोटैशियम आदि पानी पर ठंडे तापक्रम पर ही प्रतिक्रिया करके हाइड्रोजन देते हैं। कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम भी और कुछ अंश तक ऐल्यूमीनियम-पारदयुग्म थैलियम और मेगनीशियम भी ऐसा ही करते हैं।

प्रयोगशालाओं में ठंडे पानी से हाइड्रोजन बनाने के लिये सोडियम का बहुधा प्रयोग किया जाता है। प्रतिक्रिया बड़ी उग्रता से होती है, अतः हाइड्रोजन अधिकमात्रा में इस विधि से बनाने में दुर्घटनायें हो सकती हैं। यदि शुद्ध हाइड्रोजन बनाना हो तो सोडियम धातु पर भाप प्रवाहित करनी चाहिए—



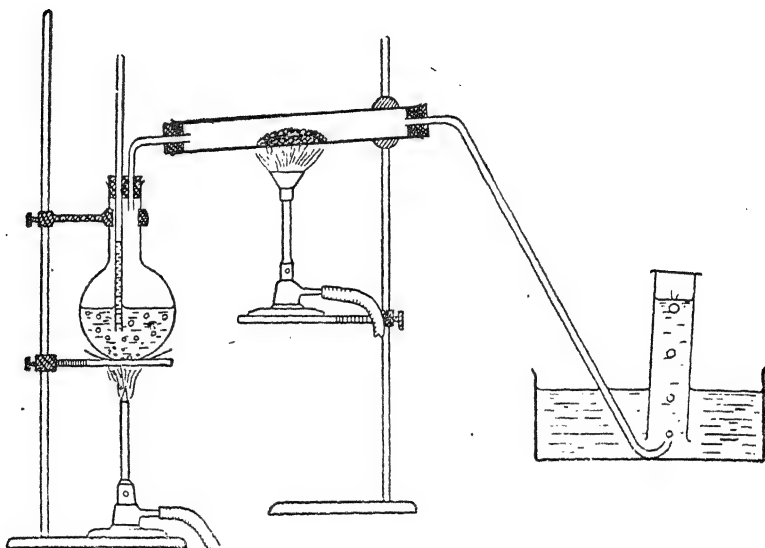
चित्र ४३—सोडियम पर पानी का प्रभाव



सीसा और सोडियम के संकर धातु और सोडियम-ग्राइड युग्म भी इस काम के लिए अच्छे हैं। इस प्रकार के धातु-संकरों का प्रभाव पानी पर उग्र नहीं होता है। पानी पर पोटैशियम की बहुत ही उग्र प्रतिक्रिया होती है। कैल्शियम क्योंकि पानी में बैठ जाता है, इसलिए उसकी प्रतिक्रिया धीरे धीरे और नियंत्रित रूप से होती है। कैल्शियम के प्रभाव से जो हाइड्रोजन बनता है वह शुद्ध नहीं होता क्योंकि बाज़ारू कैल्शियम में थोड़ा सा ग्रंथ कार्बाइड का भी होता है।

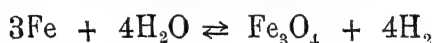
भाप और तप्त धातुओं की प्रतिक्रिया से—कुछ धातु ऐसी हैं कि यदि उन्हें खूब गरम कर लिया जाय और फिर उन पर पानी की भाप प्रवाहित की जाय, तो पानी का ऑक्सीजन ग्रहण करके वे धातुयें स्वयं ऑक्साइड बन जाती हैं, और भाप में से हाइड्रोजन मुक्त हो जाता है। भाप का सभी लैटिन धातुओं (ऑस्मियम को छोड़कर), सौन, चाँदी और पारे पर किसी भी तापक्रम पर प्रभाव नहीं होता है। ताँबा और सीसा केवल श्वेत तापक्रम पर ही प्रतिक्रिया करते हैं। शेष धातुयें रक्त-ताप पर या इससे कम श्रेणी के ताप पर ही प्रतिक्रिया करती हैं।

भाप के साथ प्रतिक्रिया करनेवाली मुख्य धातुयें जस्ता, लोहा और मैगनीशियम हैं। उन स्थानों में जहाँ बिजली से हाइड्रोजन नहीं बनाया जा

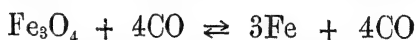
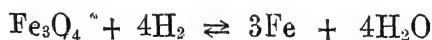


चित्र ४४—लोहे पर भाप के प्रभाव से हाइड्रोजन बनाना

सकता है, आज भी लोहे और भाप की प्रतिक्रिया से हाइड्रोजन बनाते हैं। लोहे को इतना गरम कर लेते हैं कि वह लाल हो उठे और फिर उस पर पानी की भाप प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने से लोहे से फेरसोफेरिक ऑक्साइड बन जाता है और हाइड्रोजन मुक्त हो जाता है।

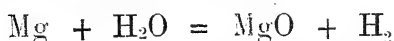


व्यापार में इस फेरसोफेरिक ऑक्साइड पर “वाटर गैस” जो, हाइड्रोजन और कार्बन मोनोक्साइड का मिश्रण है, प्रवाहित करते हैं। इस विधि से लोहे का ऑक्साइड लोहे में परिणत हो जाता है।



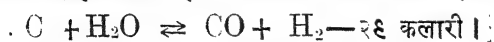
इस प्रकार शुद्ध किए हुए लोहे का फिर हाइड्रोजन बनाने में उपयोग किया जा सकता है। इस व्यापारिक विधि में इस प्रकार लोहा बिना खर्च किए ही पानी से हाइड्रोजन तैयार हो जाता है। हाँ, कोक का खर्चा अवश्य होता है जिससे “वाटर गैस” बनाई जाती है।

मेगनीशियम बड़ी दीप्ति के साथ भाप में जलता है। इस प्रतिक्रिया में मेगनीशियम ऑक्साइड और हाइड्रोजन बनते हैं।



मेगनीशियम धातु मूल्यवान् होने के कारण इस विधि का व्यापार में कोई उपयोग नहीं है।

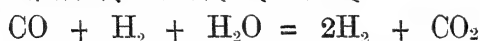
वाटर गैस द्वारा हाइड्रोजन बनाना—भाप को जब रक्त तप्त या श्वेत-तप्त कोक पर प्रवाहित करते हैं तो प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होती है—



इस प्रतिक्रिया में ताप का शोषण होता है, अतः कोक इतना ठंडा हो जाता है कि प्रतिक्रिया आगे रुक जाती है। ऐसा होने पर कोक में हवा फिर धौंकी जाती है, जिससे कोक गरम हो उठता है, और इसकी फिर भाप द्वारा प्रतिक्रिया की जा सकती है। इस प्रकार बारी बारी से भाप और हवा कोक में प्रवाहित करते रहने पर हाइड्रोजन तैयार किया जा सकता है।

इस विधि से जो गैस मिश्रण बनता है उसमें ५०% हाइड्रोजन, ४३% कार्बन एक्साइड, ४% कार्बन द्विऑक्साइड, २% नाइट्रोजन और १% और गैसें होती हैं। इस मिश्रण में से बहुत कुछ शुद्ध हाइड्रोजन प्राप्त करने की दो विधियाँ हैं—

(१) मिश्रण गैस में भाप मिला कर उसे निकेल, लोह या क्रोमियम लवणों के समान उत्प्रेरकों पर प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने से कार्बन एक्साइड कार्बन द्विऑक्साइड में परिणत हो जाता है—



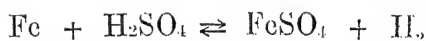
इन गैसों के मिश्रण को दाब पर पानी में होकर प्रवाहित किया जाता है। ऐसा करने से कार्बन द्विऑक्साइड पानी में घुल जाती है और हाइड्रोजन बच रहता है।

(२) दूसरी विधि लिंगे-कैरो (Lindo-Caro) की है। दोनों गैसों में से द्विऑक्साइड की अपेक्षा हाइड्रोजन लगभग ८०° श नीचे तापक्रम पर द्रवीभूत होता है। इस प्रकार द्विऑक्साइड पहले द्रवीभूत करके पृथक् कर ली जाती है, और शुद्ध हाइड्रोजन बच रहता है।

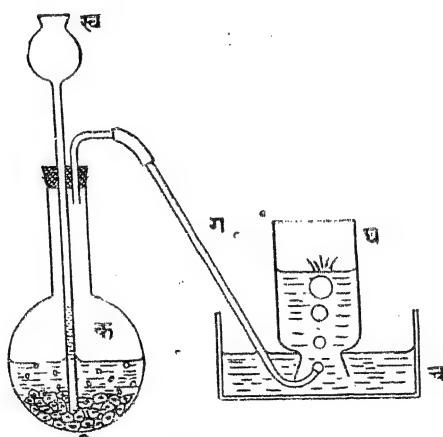
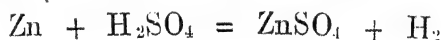
अम्लों और धातुओं की प्रतिक्रिया से हाइड्रोजन—अनेक अम्ल धातुओं के संसर्ग से हाइड्रोजन देते हैं। जो अम्ल निर्बल होते हैं, उनमें

हाइड्रोजन आयन की मात्रा कम होती है। और वे धीरे धीरे हाइड्रोजन देते हैं। नाइट्रिक अम्ल के समान उपचयन करने वाले अम्लों का ऑक्सीजन मुक्त हाइड्रोजन से तत्काल संयुक्त होकर पानी दे देता है। जो धातुयें हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक विद्युत्-धनात्मक हैं, वे ही अम्लों में से हाइड्रोजन मुक्त करा सकती हैं, पर जो धातुयें हाइड्रोजन से कम विद्युत्-धनात्मक हैं वे हाइड्रोजन नहीं दिला सकतीं। इस प्रकार तांबा, पारा और राजसी धातुयें अम्लों के संसर्ग से हाइड्रोजन नहीं देतीं। सीसा की प्रतिक्रिया बहुत धीरे धीरे होती है। अम्लों से हाइड्रोजन मुक्त कराने में जस्ता, मेगनीशियम और लोहा सब से अधिक उपयोगी हैं। मेगनीशियम के संसर्ग से सब से अधिक शुद्ध गैस मिलती है, पर यह खर्चीला अधिक है।

बाजारू लोहे में कार्बाइड, सिलीसाइड आदि के अंश होते हैं, अतः लोहे और अम्लों की प्रतिक्रिया से जो हाइड्रोजन बनता है वह बहुत अशुद्ध होता है। कुछ दिनों पहले इस विधि से बनाए गए हाइड्रोजन का उपयोग गुब्बारों में विशेष किया जाता था। गैस बनाने की प्रतिक्रिया इस प्रकार थी—



प्रयोगशालाओं में जस्ता और गन्धक के हलके तैलाव (१:८) से हाइड्रोजन बनाया जाता है। क्षिप-उपकरण में भी इस विधि का प्रयोग बड़ी सरलता से किया जा सकता है। प्रतिक्रिया इस प्रकार है—

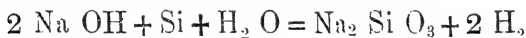
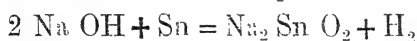
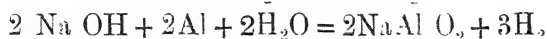
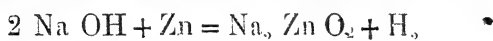


इस प्रकार प्राप्त गैस में निम्न अशुद्धियाँ होती हैं—गन्धक, आर्सेनिक, एंथ्रसनी, कार्बन, फॉस्फोरस और सिलिकन के हाइड्राइड— H_2S , AsH_3 , SbH_3 , C_2H_2 , PH_3 , SiH_4 । इसे शुद्ध करना हो तो इसे पोटैशियम परमैंगनेट के विलयन में, पहले प्रवाहित

चित्र ४५ यशद और सलप्रयूरिक एसिड से हाइड्रोजन करो, और फिर सिलवर

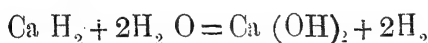
नाइट्रेट के विलयन में, और अन्त में शुद्ध कैल्सियम क्लोराइड में होकर प्रवाहित करके सुखा लो। हाइड्रोजन गैस पानी या पारे के ऊपर इकट्ठी की जा सकती है।

धातु और क्षारों की प्रतिक्रिया से हाइड्रोजन—बहुधा जस्ता, ऐल्यूमीनियम, वंग और सिलिकन धातुयें कास्टिक सोडा के संसर्ग से हाइड्रोजन देती हैं। कास्टिक सोडा के सान्द्र विलयन को गरम कर लेना चाहिए। ऐल्यूमीनियम से बहुत शुद्ध हाइड्रोजन मिलता है। प्रतिक्रिया में सोडियम जिंकेट, ऐल्यूमिनेट, स्टैनाइट, या सिलिकेट बनते हैं।



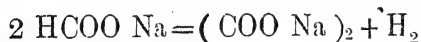
जस्ता और गन्धक के तेज़ाब से प्रतिक्रिया शीघ्र होती है पर जस्ता और कास्टिक सोडा से बहुत ही धीरे धरे। अतः इस धातु क्षार विधि का उपयोग हाइड्रोजन बनाने में शायद ही कहीं किया जाता हो।

हाइड्राइडों से हाइड्रोजन—कैल्सियम हाइड्राइड, पानी के संसर्ग से हाइड्रोजन गैस आसानी से देता है। १ ग्राम हाइड्राइड से एक लीटर से अधिक गैस मिलेगी—



कैल्सियम हाइड्राइड को इस उपयोग के कारण हाइड्रोलिथ (hydrolith) कहते हैं। जैसे कैल्सियम कार्बाइड एसीटिलीन गैस बनाने में सुविधाजनक है उसी प्रकार हाइड्रोलिथ गुब्बारों के लिए हाइड्रोजन बनाने में सुविधाजनक है।

सोडियम फॉर्मेट को गरम करके भी हाइड्रोजन बना सकते हैं। फॉर्मेट से ऑक्जलेट बन जाता है।



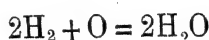
हाइड्रोजन के गुण—हाइड्रोजन नीरंग निर्गन्ध और निःस्वाद गैस है। यह स्वयं ज्वलनशील है, पर ज्वलनशीलता का पोषक नहीं है। हवा में जलने पर यह पानी और क्लोरीन में जलने पर हाइड्रोक्लोरिक एसिक बनाता है। यह विषैला नहीं है और न जीवन का पोषक ही। दलवाँ लोहा से बने

हाइड्रोजन में आर्सीन होती है, और इसलिए यह विपैला हो जाता है। हाइड्रोजन सबसे हलकी गैस है। हवा की अपेक्षा इसका घनत्व 0.069 , और पानी की अपेक्षा इसका घनत्व 0.0000856 (सा० ता० दा० पर) है।

हाइड्रोजन का द्रवीभूत करना साधारण बात नहीं है, जब तक इसे -253° श तक ठंडा न कर लिया जाय। यह साधारण यंत्रों से द्रवीभूत नहीं किया जा सकता क्योंकि -253° के ऊपर के तापक्रम पर जूल-थामसन प्रभाव घनात्मक है अर्थात् गैस के प्रसारण में (यदि कोई कार्य न कराया जाय) गरमी शोषित नहीं होती प्रत्युत विसर्जित होती है। -253° के नीचे के तापक्रमों पर जूल-थामसन प्रभाव ऋणात्मक है। द्रव हाइड्रोजन का कथनांक -252.8° है और यह द्रव -253° पर जमता है। ठोस हाइड्रोजन द्वारा तत्वों के समान धातु नहीं है। द्रव हाइड्रोजन का घनत्व 0.07 है। इतना कम घनत्व और किसी द्रव का नहीं देखा गया।

हाइड्रोजन गैस पानी में बहुत कम घुलती है, 0° श पर १०० आयतन में केवल २ आयतन।

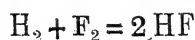
हाइड्रोजन द्वारा रासायनिक प्रतिक्रियायें—हाइड्रोजन हवा या ऑक्सीजन में नीरंग ज्वाला से जलता है। यदि जेट काँच का हो तो ज्वाला पीली होगी, साधारण तापक्रम पर हाइड्रोजन और ऑक्सीजन की प्रतिक्रिया बहुत धीरे धीरे होती है, 150° पर कुछ अधिक और 450° पर विस्फोट के साथ।



बिलकुल शुष्क कर लेने पर दोनों गैसों 600° पर भी प्रतिकृत नहीं होतीं

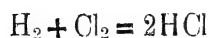
यदि प्लैटिनम-श्याम, या पैलेडियम-श्याम का उपयोग उत्प्रेरकों के रूप में किया जाय तो कमरे के साधारण तापक्रम पर ही हाइड्रोजन ऑक्सीजन से संयुक्त होने लगेगा। इस संयोग में इतनी गरमी उत्पन्न होगी कि गैसें जल उठेंगी।

हाइड्रोजन फ्लोरीन से तत्काल विस्फोट के साथ संयुक्त हो जाता है, यह प्रतिक्रिया अंधेरे में भी शीघ्रता से होती है।

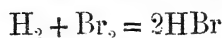


सूर्य के प्रकाश में हाइड्रोजन क्लोरीन से भी कमरे के तापक्रम पर विस्फोट

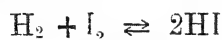
के साथ संयुक्त होता है। प्रकाश के अभाव में यही प्रतिक्रिया 400° के ऊपर होती है।



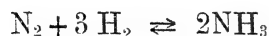
ब्रोमीन और हाइड्रोजन में संयोग 400° से ऊपर के तापक्रम पर ही होता है। प्लैटिनम उत्प्रेरक की उपस्थिति में प्रतिक्रिया शीघ्र होती है।



हाइड्रोजन और आयोडीन का संयोग उत्क्रमणीय (reversible) प्रतिक्रिया है और यह संयोग 400° से ऊपर ही होता है।

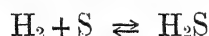


यह प्रतिक्रिया साधारणतः बड़ी धीमी है पर प्लैटिनम-श्याम की उपस्थिति में इसका वेग बहुत बढ़ जाता है। हाइड्रोजन नाइट्रोजन से संयुक्त होकर अमोनिया बनाता है, तापक्रम 200° से अधिक होना चाहिए। यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है।



साधारणतः इस संयोग में अमोनिया बहुत कम बनती है। दाब बढ़ाने पर इसकी मात्रा अधिक हो जाती है। उत्प्रेरकों की अनुपस्थिति में भी इस प्रतिक्रिया का वेग बहुत ही धीमा हो जाता है।

हाइड्रोजन गन्धक, सेलीनियम और टेलूरियम से भी सीधे ही संयुक्त होता है। तापक्रम 250° से 400° तक होना चाहिए। प्रतिक्रिया में H_2S , H_2Se और H_2Te बनते हैं। यह प्रतिक्रिया भी उत्क्रमणीय है—



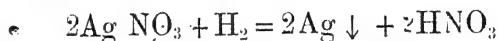
कार्बन विद्युत्-चाप के भीतर यदि हाइड्रोजन प्रवाहित किया जाय तो एसिटिलीन, C_2H_2 , गैस बनती है।

धातुओं के साथ प्रतिक्रियायें— साधारणतया हाइड्रोजन धातुओं से प्रतिकृत नहीं होता और पार्थिव चार धातुयें हाइड्राइड अवश्य बनाती हैं जैसे सोडियम हाइड्राइड NaH ; कैल्शियम हाइड्राइड CaH_2 , आदि।

कुछ धातुओं में हाइड्रोजन शोषण करने की अच्छी क्षमता होती है, जैसे प्लैटिनम, पैलेडियम, आदि। स्पंजी प्लैटिनम ११० आयतन, पैलेडियम ८५०

आयतन, कोबल्ट ६०-१९३ आयतन और लोहा ०.४-१६.२ आयतन हाइड्रोजन के सोखता है। गैसों का यह शोषण रासायनिक संयोग नहीं है। पृष्ठतल पर धातु और गैस के अणुओं में एक प्रकार की विद्युत् युग्मता बन जाती है जिसके कारण गैस धातु के पृष्ठ पर आबद्ध हो जाती है।

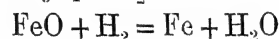
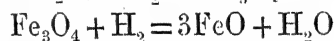
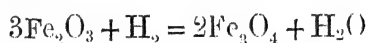
हाइड्रोजन के अपचायक गुण—ठंडे तापक्रम और साधारण दाब पर हाइड्रोजन की यौगिकों से प्रतिक्रिया बहुत धीमी होती है। सिलवर नाइट्रेट और अन्य राजसी धातुओं के यौगिकों के विलयन में यदि हाइड्रोजन गैस प्रवाहित की जाय तो धातु अवक्षिप्त हो जाती है।



ऐसी धातुओं के ऑक्साइड जो हाइड्रोजन की अपेक्षा कम विद्युत धनात्मक हों, हाइड्रोजन के संयोग में १००° से ऊपर के तापक्रमों पर अपचित हो जाते हैं। ताँबे के ऑक्साइड का अपचयन ९०° पर आरंभ होता है और २००° के ऊपर यह प्रतिक्रिया शीघ्रता से होती है।

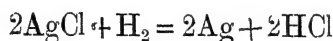


लोहे के ऑक्साइड Fe_2O_3 , का अपचयन क्रमशः कई श्रेणियों में होता है (२२०°—३००°)—



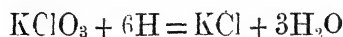
सोडियम ऑक्साइड, कैल्सियम ऑक्साइड, जिंक और ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड हाइड्रोजन गैस से अपचित नहीं होते।

बहुत से क्लोराइड भी जैसे सिलवर क्लोराइड हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम किये जाने पर धातु और हाइड्रोजन क्लोराइड में परिणत हो जाते हैं।

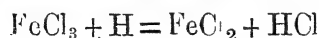


नवजात हाइड्रोजन—साधारण हाइड्रोजन गैस इतनी क्रियाशील नहीं है जितना कि नवजात (nascent) हाइड्रोजन। किसी प्रतिक्रिया में नया नया पैदा हाइड्रोजन बहुत ही क्रियाशील होता है। जस्ता और अम्ल से निकलता हुआ हाइड्रोजन विलयन में से बाहर आने से पहले ही यदि यौगिकों से प्रतिकृत किया जाय तो क्रिया आसानी से होगी। उदाहरणतः पोटैशियम क्लोरेट के

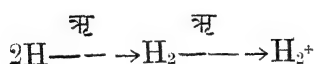
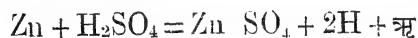
विलयन में यदि हाइड्रोजन गैस प्रवाहित की जाय तो कुछ प्रभाव नहीं होता, पर यदि इसके विलयन में ही हाइड्रोजन तैयार किया जाय (जस्ता और अम्ल डाल कर), तो क्लोरेट से क्लोराइड बन जाता है—



फेरिक क्लोराइड नवजात हाइड्रोजन के साथ फेरस क्लोराइड देता है—



नवजात हाइड्रोजन की क्रियाशीलता इसकी परमाणविक प्रकृति (H) के कारण है। हाइड्रोजन गैस की प्रकृति आणविक (H₂) है। पर यह भी ध्यान रखने की बात है कि सभी नवजात हाइड्रोजन एक से क्रियाशील नहीं होते। जस्ता और गंधक के अम्ल से निकला नवजात हाइड्रोजन पोटैसियम क्लोरेट से क्लोराइड देगा पर सोडियम एमलगम से उत्पन्न नवजात हाइड्रोजन इस प्रतिक्रिया में सफल नहीं होता है। विद्युत् विच्छेदन से बने नवजात हाइड्रोजन की प्रतिक्रियाएँ उन धातुओं पर भी निर्भर होती हैं जिनके ऋणद्वार (कैथोड) बनते हैं। अतः यह निश्चयपूर्वक नहीं कहा जा सकता कि नवजात हाइड्रोजन की क्रियाशीलता एक मात्र उनकी परमाणविक प्रकृति पर निर्भर है। ऐसा भी संभव है कि हाइड्रोजन उत्पन्न होते समय जो शक्ति विसर्जित होती है वह हाइड्रोजन के अणु के साथ लिप्त होकर इसे सचेष्ट बना देती है—



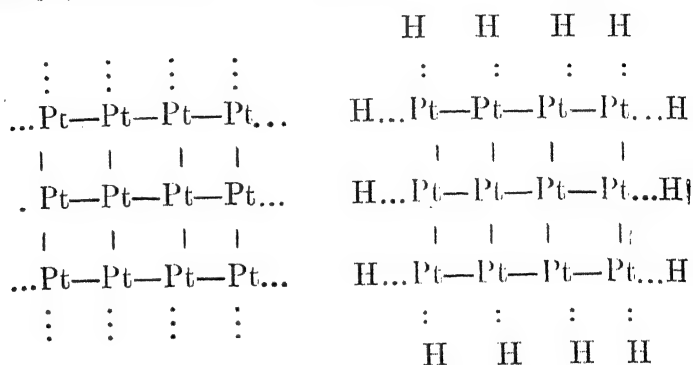
अतः नवजात हाइड्रोजन की क्रियाशीलता न केवल परमाणविक प्रवृत्ति के कारण है, यह अणुओं को सकृत (activated) स्थिति पर भी निर्भर है।

अधिशोषित हाइड्रोजन (Adsorbed hydrogen)—हम यह कह चुके हैं कि प्लेटिनम-श्याम या पैलेडियम श्याम के पृष्ठ तल पर हाइड्रोजन समुचित मात्रा में शोषित होता है। पृष्ठ तलों पर जो शोषण होते हैं उन्हें अधिकतर अधिशोषण (adsorption) कहते हैं। अधिशोषण क्यों होता है इसका उल्लेख पीछे किया जा चुका है। अधिशोषित हाइड्रोजन साधारण हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक क्रियाशील होता है, और इसी आधार पर

प्लैटिनम-श्याम के समान पदार्थों के उत्प्रेरक गुणों की मीमांसा की जा सकती है। लैंग्म्योर (Langmuir) ने इस विषय का विस्तार से अध्ययन किया है। उसका विचार है कि वह हाइड्रोजन जो प्लैटिनम द्वारा शोषित होता है, अथवा जो रक्त-तप्त प्लैटिनम के आरपार प्रविष्ट हो सकता है, अधिकांशतः परमाणविक स्थिति में होता है।



संभवतः नवजात हाइड्रोजन के समान इसके कुछ अणु सकृत अवस्था (H_2^{++}) में भी हों। धातुओं के पृष्ठ तल पर कुछ अवशिष्ट (residual valency) रह जाती हैं जिसके आधार पर अधिशोषण होता है।

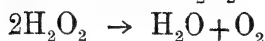
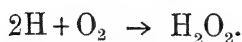


प्लैटिनम पृष्ठ पर अवशिष्ट
संयोज्यतायें

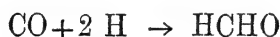
अवशिष्ट संयोज्यताओं द्वारा
हाइड्रोजन का अधिशोषण

परमाणविक हाइड्रोजन—आजकल परमाणविक या क्रियाशील (atomic or active) हाइड्रोजन शब्द का प्रयोग उस हाइड्रोजन के सम्बन्ध में होता है जिसका वुड (Wood) ने सन् १९२० में अध्ययन किया था। वह लम्बी पतली शून्य नली में हाइड्रोजन के रश्मिचित्र की गवेषणा कर रहा था। गैस का दाब आधा मिलीमीटर था, और बिजली की आवर्त धारा इसमें प्रवाहित हो रही थी। विसर्ग (discharge) के समय आणविक हाइड्रोजन परमाणविक स्थिति में परिवर्तित हो गया। वुड ने यह भी देखा कि यदि कोई धात्विक ऑक्साइड विसर्ग नली में रख दिया जाय तो उसका अवकरण भी हो जाता है, और तीव्र दीप्ति प्रकट होती है। यह क्रियाशील हाइड्रोजन पारे के पृष्ठ पर भी दीप्ति प्रदर्शित करता है।

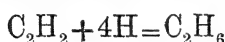
संभवतः पारे का कोई हाइड्राइड बनता हो। विसर्ग नली में यदि ऑक्सीजन रक्खा जाय तो पहले हाइड्रोजन परौक्साइड बनता है जो बाद को पानी और ऑक्सीजन में विभाजित हो जाता है—



यह क्रियाशील हाइड्रोजन कार्बन एकौक्साइड के साथ फॉर्मेलडीहाइड देता है।



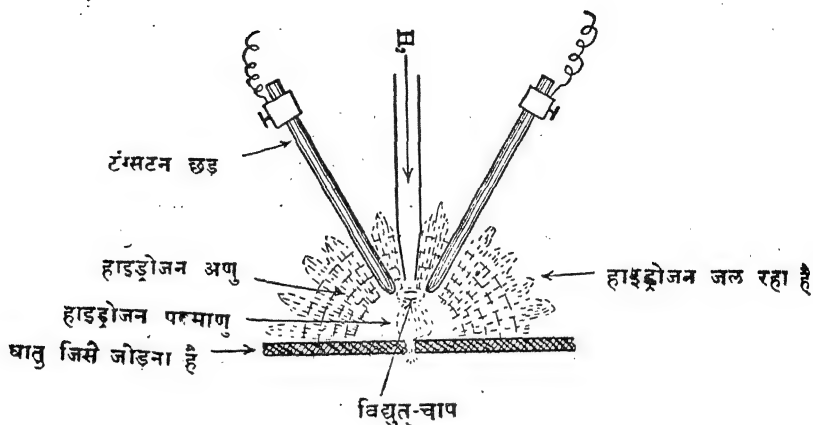
यह एसिटिलीन गैस को अपचित करके एथेन में परिणत कर देता है।



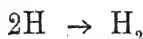
इस प्रकार गन्धक, फॉस्फोरस और आर्सेनिक के साथ यह संयुक्त होकर H_2S , PH_3 और AsH_3 देता है पर यह नाइट्रोजन के साथ अमोनिया नहीं देता।

इस क्रियाशील परमाणविक हाइड्रोजन का जीवनकाल केवल $\frac{1}{10}$ सैकंड है, यद्यपि कुछ लोगों का कहना है कि यह १० सैकंड तक भी स्थायी रक्खा जा सकता है। विद्युत् विभव को नियंत्रित करके यह शुद्धावस्था में विसर्ग नली के मध्य भाग की ओर लाया जा सकता है। बौनहौफर (Bonhoeffer) और उसके सहायकों ने इस क्रियाशील हाइड्रोजन की रासायनिक प्रतिक्रियाओं का अच्छा अध्ययन किया है।

लैंगम्योर का परमाणविक हाइड्रोजन—१९१२ में लैंगम्योर ने यह दिखाया कि यदि टंग्स्टन का तार कम दाब की हाइड्रोजन गैस में बिजली की धारा द्वारा गरम किया जाय, तो जो हाइड्रोजन तार के संपर्क में आता है, वह परमाणविक स्थिति में परिणत हो जाता है ($\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}$) और प्रतिक्रिया में प्रति ग्राम अणु के लिए १०० बृहत् केलारी ताप शोषित होता है। टंग्स्टन चाप हाइड्रोजन में उत्पन्न किया जाय तो उस समय भी इसी प्रकार का परमाणविक हाइड्रोजन बनता है। चाप में आणविक हाइड्रोजन का जेट प्रवाहित करके परमाणविक हाइड्रोजन स्थानान्तरित किया जा सकता है। आणविक और परमाणविक हाइड्रोजन के संपर्क से प्रबल दीप्ति प्रकट होती है। इस प्रक्रिया में परमाणविक हाइड्रोजन आणविक हाइड्रोजन में परिणत हो जाता है—



चित्र ४६—परमाण्विक हाइड्रोजन से धातुओं की जुड़ाई



वैकटरमिया का क्रियाशील हाइड्रोजन—सन १९२२ में वैकटरमिया ने एक प्रकार का क्रियाशील हाइड्रोजन हलके सल्फ्यूरिक एसिड के विद्युत् विच्छेदन से तैयार किया। इस प्रयोग में उसने एक प्लैटिनम नली का उपयोग किया था, जिसमें बहुत से छोटे छोटे छेद कर लिए गए थे। ३-५ एम्पीयर धारा से काम लिया गया। जिस समय विद्युत् विच्छेदन हो रहा था उसने प्लैटिनम नली के भीतर संकुचित नाइट्रोजन गैस यह देखने के लिए प्रवाहित की कि यह क्रियाशील हाइड्रोजन से संयुक्त होकर अमोनिया बनाती है या नहीं। उसे विलयन में अमोनिया की विद्यमानता का पुष्ट प्रमाण मिला। प्लैटिनम नली के स्थान पर लोहे की नली का उपयोग विद्युत् द्वारा के लिए किया जा सकता है। यह क्रियाशील हाइड्रोजन गन्धक के साथ हाइड्रोजन सल्फाइड भी देता है।

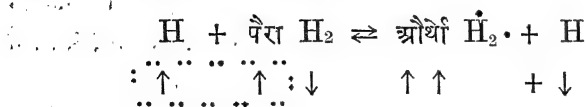
और्थो और पैरा हाइड्रोजन—बौनहौफर (Bonhoeffer) और हार्टेक (Harteck) ने अपनी भौतिक मापों से यह सिद्ध कर दिया कि साधारण हाइड्रोजन वस्तुतः दो प्रकार के हाइड्रोजनों का मिश्रण है। साधारण तापक्रम पर इन और्थो और पैरा हाइड्रोजनों का अनुपात साधारण हाइड्रोजन में ३ : १ का है, पर जैसे जैसे तापक्रम कम होता जाता है, और्थो हाइड्रोजन की मात्रा कम होती जाती है और पैरा हाइड्रोजन की मात्रा बढ़ती जाती है।

द्रव वायु के तापक्रम पर यह अनुपात १ : १ हो जाता है। २०° ४' परम तापक्रम पर लगभग सभी हाइड्रोजन पैरा होता है। और्थो हाइड्रोजन अधिक स्थायी है, और पैरा हाइड्रोजन को प्रकृति सदा और्थो में बदलते रहने की होती है। साधारण तापक्रम पर पैरा हाइड्रोजन लगभग एक सप्ताह तक काँच के बर्तनों में रक्खा जा सकता है, पर प्लैटिनीकृत एसबेस्टस के संपर्क में आते ही यह तत्काल और्थो में बदल जाता है। द्रव वायु के तापक्रम पर कोयला लगभग सम्पूर्णतः पैरा हाइड्रोजन का शोषण कर लेता है, और इस प्रकार और्थो हाइड्रोजन को पैरा से अलग कर सकते हैं। दोनों प्रकार के हाइड्रोजनों के द्रवणांक और वाष्प दाब नीचे दिए जाते हैं। दोनों के त्रिक् बिन्दु (triple points) भी कुछ भिन्न हैं।

	द्रवणांक	वाष्प दाब	त्रिक् बिन्दु
	(६७० मि० मी० दाब पर)	२०° ३६' पर	
साधारण हाइड्रोजन	२०° ३६' A	७६० मि० मी०	१३.६५° A
और्थो	—	७५१ "	—
पैरा	२०. २६'	७८७ "	१३.८३° A

वस्तुतः हाइड्रोजन के अणु में इसके दो परमाणु हैं, अर्थात् दो धनात्मक प्रोटोन केन्द्र और दो ऋणाणु हैं। यह स्पष्टतः संभव है कि दो प्रोटोनों से बना हुआ हाइड्रोजन अणु दो प्रकार का हो। एक में तो दोनों प्रोटोनों का नर्त्तन (spin) एक ही दिशा में हो (अर्थात् दोनों एक ही दिशा में नाचते हों) और दूसरे प्रकार के अणु में दोनों प्रोटोन एक दूसरे से भिन्न दिशा में घूमते हों। जब नर्त्तन एक ही दिशा के होते हैं, तो और्थो हाइड्रोजन कहलाता है, और जब भिन्न दिशा के तो पैरा हाइड्रोजन।

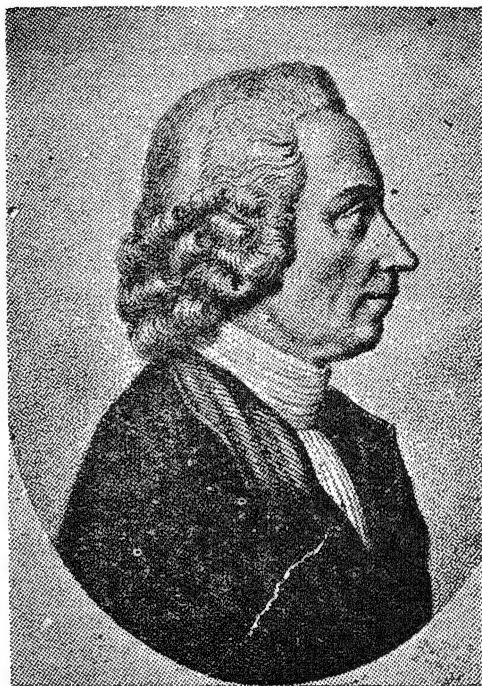
पैरा हाइड्रोजन का अणु हाइड्रोजन परमाणु के संघर्ष से और्थो हाइड्रोजन में निम्न प्रकार परिणत होता है—



पानी

बहुत दिनों तक सभी प्राचीन देशों में पानी को एक तत्त्व माना जाता रहा है। डाल्टन की सूची में भी पानी को तत्त्वों के साथ रक्खा गया

था। सन् १७७६ में मेकर (Macquer) ने पहली बार यह देखा कि हाइड्रोजन के जलने पर उसकी ज्वाला से ठंडे बर्तन पर पानी की बूँदें जमा हो

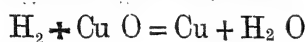


चित्र ४८—जॉसेफ़ प्रीस्टले

जाती हैं। सन् १७८१ में प्रीस्टले (Priestley) ने यह देखा कि “ ज्वलनशील वायु ” और “ फ्लॉजिस्टन रहित वायु ” (ये नाम क्रमशः हाइड्रोजन और ऑक्सीजन के थे) जब विद्युत् चिनगारी द्वारा बन्द बर्तन में संयुक्त किए जाते हैं, तो पानी की बूँदें बर्तन पर जमा हो जाती हैं।

इसी प्रकार सन् १७८६ में वान ट्रूस्टविक (van Troostwijk) और डैइमन (Deiman) ने यह देखा कि घर्षण मशीन से यदि बिजली पानी में होकर प्रवाहित की जाय तो गैस के बुलबुले निकलते हैं। प्रीस्टले के प्रयोग विस्तार से बाद को हेनरी केवेण्डिश (Henry Cavendish)

ने किए। उसने बन्द बर्तन में हाइड्रोजन और ऑक्सीजन के मिश्रण का विस्फोट किया। केवेण्डिश ने इन प्रयोगों द्वारा स्पष्ट सिद्ध कर दिया कि पानी दो गैसों के संयोग से मिल कर बना है—हाइड्रोजन और ऑक्सीजन से। आयतन की दृष्टि से इन दोनों गैसों का अनुपात २:१ है। सन् १८०० में निकल्सन और कार्लाइल (Nicholson and Carlyle) ने पानी के विद्युत् विच्छेदन द्वारा निकली दोनों गैसों का आयतन नाप कर इस अनुपात का समर्थन किया। भार की दृष्टि से हाइड्रोजन का १ भाग ऑक्सीजन के ८ भाग से संयुक्त होकर ९ भाग पानी बनता है। इस अनुपात की पुष्टि ड्यूमा (Dumas) के प्रयोगों से भली प्रकार होती है जो उसने १८४२ में किए थे। इन प्रयोगों में जस्ता और गन्धक के तेजाब से उत्पन्न हाइड्रोजन को कई चूल्हाकार नलियों (U-tubes) में से प्रवाहित करके जिनमें क्रमशः लोड नाइट्रेट, सिलवर नाइट्रेट, पोटैसियम हाइड्रॉक्साइड, और फॉस्फोरस पंचौक्साइड था, शुरु किया गया। इसके बाद इस शुद्ध और शुष्क हाइड्रोजन को तप्त ताँबे के ऑक्साइड पर से प्रवाहित किया।



हाइड्रोजन और कॉपर ऑक्साइड की प्रतिक्रिया से जो पानी बना उसे फॉस्फोरस पञ्चौक्साइड से भरे बल्ब में शोषित किया गया। कॉपर ऑक्साइड की तौल में इस प्रकार जो अन्तर आया उससे ऑक्सीजन की मात्रा पता चली, और फॉस्फोरस पञ्चौक्साइड के बल्ब में जो भार वृद्धि हुई उससे कितना पानी बना, यह पता चला। १६ प्रयोगों के फलस्वरूप निम्न औसत परिणाम मिला—

कॉपर ऑक्साइड द्वारा दिया गया ऑक्सीजन	= ४४.२२ ग्राम
पानी बना	= ४६.७६ ग्राम

∴ पानी में हाइड्रोजन की मात्रा = ५.५४ ग्राम

अतः पानी में ऑक्सीजन की तौल : हाइड्रोजन की तौल = ४४.२२ : ५.५४
= ७.६८ : १

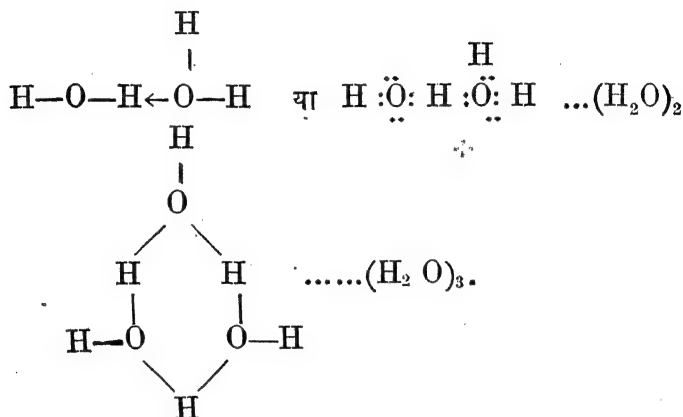
इस प्रकार ड्यूमा ने सिद्ध कर दिया कि पानी में तौल के हिसाब से ८ भाग ऑक्सीजन और १ भाग हाइड्रोजन हैं।

बाद को एवोगैड्रो और कैनिज़रो (Avogadro and Cannizzaro), एवं गरहर्ट (Gerhardt) ने परमाणुओं और अणुओं के भेदको जब

ठीक-ठीक जान लिया तो यह स्पष्ट हो गया कि पानी में दो परमाणु हाइड्रोजन के और एक परमाणु ऑक्सीजन का है, अतः इसका सूत्र, H_2O , है—



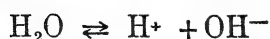
वस्तुतः H_2O सूत्र तो भाप में स्थित पानी का है। द्रव और ठोस अवस्था में स्थित पानी का सूत्र इसी का कोई गुणित है। रामन् प्रभाव (Raman Effect) और रश्मिचित्र के परिणामों से यह सिद्ध हो चुका है कि द्रव पानी में और ठोस बरफ में कुछ अणु H_2O होते हैं, पर कुछ $(H_2O)_2$ और $(H_2O)_3$ भी होते हैं। इनको निम्न प्रकार चित्रित किया जाता है—



इस प्रकार के गुणित अणुओं को सम्बद्ध अणु (associated molecules) कहते हैं। पानी में सम्बद्ध अणु हैं, इसकी पुष्टि निम्न आधार पर भी की जाती है—(१) कथनांक के ठीक ऊपर भाप का अपवाद-स्वरूप बहुत अधिक घनत्व होता है। (२) पानी 100° पर उबलता है, इसके समान के यौगिक H_2S को और भी ऊँचे तापक्रम पर उबलना चाहिए, पर उसका कथनांक— 61° श ही है। (३) पैराकोर (परायतनिक) मान से भी यही पुष्ट होता है। (४) पानी की अनेक अपवाद-स्वरूप विशेषतायें भी इसी की द्योतक हैं।

पानी के भौतिक गुण—पानी सामान्य द्रव पदार्थ है जिससे सभी

परिचित हैं। यह बहुत न्यून मात्रा में ही हाइड्रोजन आयन (H^+) और हाइड्रॉक्सील आयन (OH^-) में विभाजित रहता है।



इसका आयनिक विघटनांक $10^{-13.6}$ अथवा 10^{-14} के लगभग है। शुद्ध जल निर्गन्ध, निस्स्वाद और नीरंग द्रव होता है। इसकी माध्यम संख्या (dielectric constant) ८१ है और इस संख्या के अधिक होने के कारण ही पानी में घुले हुए लवणों का इतना अधिक आयनीकरण (ionisation) होना संभव हुआ है। दूसरे विलायकों की माध्यम संख्या कहीं कम है, इसीलिए उनमें लवण बहुत कम आयनित होते हैं।

पानी का अधिकतम घनत्व 4° पर है। यदि इस घनत्व को १ माना जाय, तो सापेक्षतः पानी का घनत्व अन्य तापक्रमों पर इस प्रकार होगा—

तापक्रम	घनत्व	तापक्रम	घनत्व
0°	०.९९९८७८	20°	०.९९८२७
4°	१.००००००	30°	०.९९५७७
10°	०.९९७३६	100°	०.९५८४

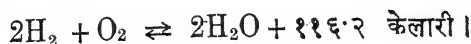
पानी की स्निग्धता (viscosity) और पृष्ठतनाव (surface itension) भिन्न-भिन्न तापक्रमों पर इस प्रकार है—

तापक्रम	स्निग्धता	पृष्ठ तनाव (डाइन प्रतिcm.)
0°	०.०१८६३	७५.५
10°	०.०१३११	७४.०
20°	०.०१००६	७२.६
30°	०.००८००	७१.१

पानी का द्रवणांक 0° श, कथनांक ७६० मि०मी० दाब पर 100° , द्रवण का गुप्त ताप ७६.७४ और वाष्पीभवन का गुप्त ताप 100° पर ५३६.१ है। जब हिमपात होता है, तो हिम को सूक्ष्मदर्शक यंत्र में देखने पर हिम के बहुत सुन्दर तारों की आकृति के मण्डि दिखायी पड़ते हैं। ये षट्कोणीय आकृति के होते हैं।

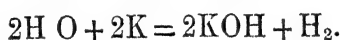
पानी के रासायनिक गुण—यदि पानी को ऊँचे तापक्रमों तक गरम

क्रिया जाय तो निम्न उत्क्रमणीय प्रतिक्रिया के अनुसार इसका विभाजन होता है—



इस प्रकार स्पष्ट है कि पानी के विभाजन में ताप का शोषण होता है। अतः जितना ऊँचा तापक्रम होगा, उतना ही अधिक इसका विभाजन होगा। वस्तुतः १ वायुमंडल दाब पर 1000° श तापक्रम पर पानी 0.000026 प्रतिशत विभाजित होता है, 2000° श तापक्रम पर 0.6 प्रतिशत और 3400° श तापक्रम पर ३० प्रतिशत के लगभग।

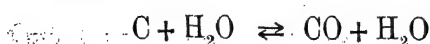
वे तत्त्व जो हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक विद्युत् धनात्मक हैं, पानी से प्रतिक्रिया करके हाइड्रोजन देते हैं जैसा पहले कहा जा चुका है। द्वार और पार्थिव द्वार धातुयें ठंडे पानी से ही प्रतिक्रिया कर देती हैं—



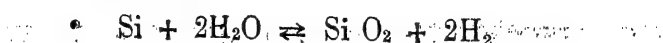
मेगनीशियम गरम पानी के साथ आसानी से हाइड्रोजन देता है। जस्ता और लोहा रक्ततप्त होने पर भाप को विभाजित करते हैं।

मेगनीशियम तो तीव्रता से भाप में जलता है। ऐल्यूमीनियम साधारणतया पानी से कम प्रतिकृत होता है क्योंकि इसके ऊपर ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड की तह जमा हो जाती है, पर ऐल्यूमीनियम और पारे का युग्म ठंडे पानी को विभाजित कर देता है। निकेल, कोबल्ट, वंग, कैडमियम और ऑसमियम रक्ततप्त होने पर पानी को विभाजित करते हैं। श्वेतताप पर ही सीसे और ताँबे की पानी के साथ प्रतिक्रिया होती है। पारे, चाँदी, सोना और ऑसमियम को छोड़कर शेष लैटिनम समूह की धातुओं पर पानी की कोई प्रतिक्रिया नहीं होती।

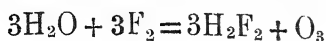
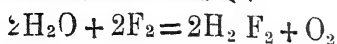
रक्तताप पर कार्बन और पानी के संयोग से कार्बन एक्साइड बनता है।



इसी प्रकार चूर्ण सिलिकन रक्तताप पर प्रतिक्रिया करके सिलिकन ऑक्साइड देता है।



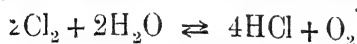
क्लोरीन और पानी के संयोग से हाइड्रोजन फ्लोराइड और ऑक्सीजन और कभी कभी ओज़ोन भी बनते हैं।



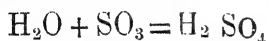
क्लोरीन और पानी के संयोग से हाइपोक्लोरस एसिड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड बनते हैं।



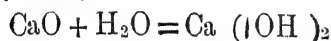
पर सूर्य के प्रकाश में प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होती है।



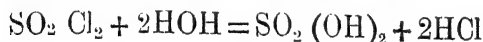
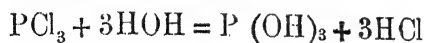
पानी सल्फर त्रिऑक्साइड के संसर्ग से सल्फ्यूरिक एसिड देता है।



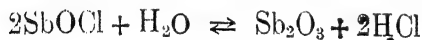
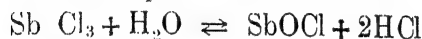
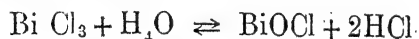
इसी प्रकार कैल्सियम ऑक्साइड पानी के प्रभाव से कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड देगा।



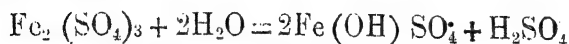
फास्फोरस त्रिक्लोराइड और सल्फ्यूरिक क्लोराइड का पानी से उदविच्छेदन निम्न प्रकार होता है—



बिस्मथ क्लोराइड और एंटीमनी क्लोराइड के उदविच्छेदन से ऑक्सीक्लोराइड बनते हैं :—



फेरिक सल्फेट के उदविच्छेदन से बेसिक फेरिक सल्फेट बनता है, जिसका सूत्र अनिश्चित है।



पानी की सफाई —म्यूनिसिपैलिटी से नलों द्वारा जो पानी हमें मेजा

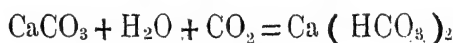
जाता है वह पहले साफ कर लिया जाता है। बरसात के दिनों में नदियों का पानी विशेषरूप से गन्दला हो जाता है। पानी में अशुद्धियाँ कई प्रकार की होती हैं। (१) पानी में छितरा हुआ कूड़ा-करकट और धुली हुई मिट्टी, (२) पानी में रोग के कीटाणु, (३) पानी में घुले हुए लवण।

नदी या तालाब से पम्प किए हुए पानी को बड़े बड़े हौजों में लाते हैं और इसे बारीक कंकरीट, बालू, और कोयला के स्तरों में होकर प्रवाहित करके छानते हैं। कंकरीट, बालू और कोयला बैक्टीरियों (रोग के कीटाणुओं) का शोषण कर लेता है। प्रयोग द्वारा देखा गया है कि यदि हौज में घुसने से पूर्व पानी में प्रति घन सेंटीमीटर ३१,२०० कीटाणु हों, तो छानने के अनन्तर इतने ही पानी में केवल १२२ कीटाणु रह जाते हैं।

रोग के कीटाणुओं का नाश करने के लिए क्लोरीन का भी उपयोग करते हैं। सोडियम हाइपोक्लोराइट का इसके लिए उपयोग किया जा सकता है। कहीं कहीं ओजोन गैस का भी प्रयोग करते हैं। कुएँ के पानी के कीटाणुओं को मारने के लिए पोटासियम क्लोरेट या परमैंगनेट का प्रयोग अच्छा समझा गया है।

कठोर और मृदु पानी—कुँए या नदियों के पानी में बहुधा निम्न चीजें घुली रहती हैं, (१) कैल्शियम बाइकार्बोनेट और कभी कभी मैग्नीशियम बाइकार्बोनेट भी। (२) कैल्शियम और मैग्नीशियम के सल्फेट।

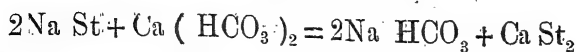
पानी में बहुधा कार्बन डाइऑक्साइड घुली रहती है। इस प्रकार का पानी जब चूने के पत्थर, CaCO_3 , के संसर्ग में आता है तो इसका बाइकार्बोनेट बन जाता है जो पानी में विलेय है—



जिन चूने के पत्थरों में मैग्नीशियम कार्बोनेट भी होता है (जैसे डोलोमाइट में), वहाँ के पानी में मैग्नीशियम बाइकार्बोनेट भी घुला पाया जाता है। सिलखड़ी के पत्थरों के संसर्ग से पानी में कैल्शियम सल्फेट, CaSO_4 , भी आ जाता है (यह लवण ५०० भाग पानी में १ भाग विलेय है)।

ऐसा पानी जिसमें कैल्शियम और मैग्नीशियम के बाइकार्बोनेट या सल्फेट घुले हों, कठोर पानी (hard water) कहलाता है। यह पानी साबुन के साथ प्रतिक्रिया करके अविलेय कैल्शियम या मैग्नीशियम लवण देता है। ऐसा होने से साबुन व्यर्थ अधिक खर्च हो जाता है। कठोर पानी इसी कारण

साबुन के साथ जल्दी अच्छा झाग या फेन नहीं दे पाता। साधारण साबुन यदि सोडियम स्टीयरेट, NaSt , माना जाय तो पानी में घुले हुये कैल्सियम बाइकार्बोनेट के साथ इसकी प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होगी—

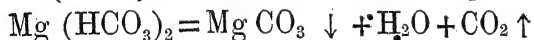


(St से स्टीयरेट का जो $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}$ है, अभिप्राय है।)

अतः यह स्पष्ट है कि जब तक कठोर पानी में से कैल्सियम या मैगनीशियम के ये लवण दूर न कर दिए जायं, साबुन का उचित प्रभाव नहीं हो सकता। कपड़े धोने में जिस पानी का उपयोग करना है, उसके लिए इस बात का ध्यान रखना परम आवश्यक है।

कठोर पानी से एक दूसरा और नुकसान है। कारखानों में बॉयलरों में (पानी उबालने के देशों में) जब पानी उबाला जाता है, तो यदि उसमें कैल्सियम या मैगनीशियम के ये लवण हों तो बॉयलरों के पैदे पर और दीवारों पर अविलेय पदार्थ की मोटी तहें जम जाती हैं। ये तहें गरमी की अच्छी चालक नहीं हैं। परिणाम यह होता है कि बॉयलर के पानी तक नीचे भट्टी से गरमी देर में पहुँचती है। इस प्रकार कारखाने में भट्टी के लिए ईंधन का खर्चा बढ़ जाता है। इस लिए परम आवश्यक है कि बॉयलरों का पानी कठोर न हो, उसे मृदु कर लेना चाहिए।

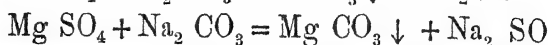
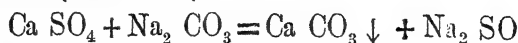
पानी की कठोरता यदि कैल्सियम या मैगनीशियम के बाइकार्बोनेट के कारण हो तो उसे अस्थायी कठोरता कहेंगे। इस कठोरता का दूर करना आसान है। यह पानी केवल उबाल देने से ही हलका हो जाता है, उबालने पर बाइकार्बोनेट से कार्बोनेट बन जाता है, जो या तो अवक्षेप के रूप में बैठ जाता है या बर्तन की सतह पर धीरे धीरे जमा हो जाता है—



पानी की यदि कठोरता कैल्सियम या मैगनीशियम सल्फेट के कारण हो तो इसे स्थायी कठोरता (permanent hardness) कहते हैं। यह कठोरता केवल उबाल कर दूर नहीं की जा सकती। इस कठोरता को दूर करने की तीन विशेष विधियाँ हैं—

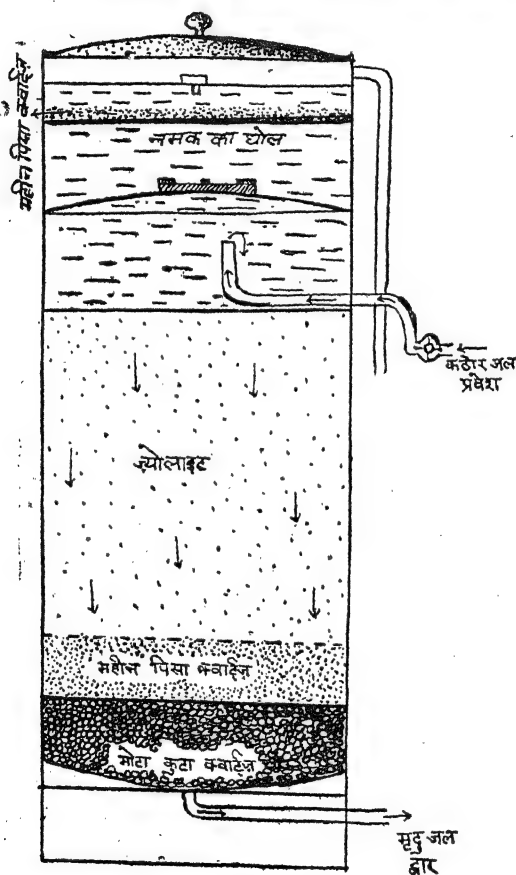
१. घरेलू विधि—पानी में थोड़ा सा सोडियम कार्बोनेट डालते हैं।

ऐसा करने से निम्न प्रतिक्रिया होती है जिससे कैल्सियम और मैग्नीशियम कार्बोनेट के अवक्षेप बैठ जाते हैं—



यह विधि खर्चीली है। समस्त नगर के पानी की कठोरता को दूर करने के लिए इतना सोडा खर्च नहीं किया जा सकता।

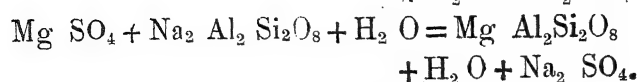
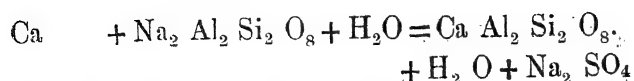
२. परम्यूटाइट विधि—यह विधि आजकल विशेष रूप से काम में



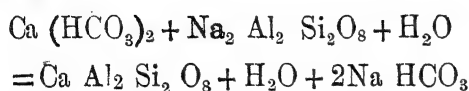
आती है। समस्त नगर के पानी की कठोरता तो इससे दूर नहीं की जाती। जिस कारखाने का पानी मृदु करना हो उसके नल के प्रवेश द्वार पर मृदु करने का यंत्र लगा देते हैं। पानी इस यंत्र में हाइड्रेटेड सोडियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट की तह पर से होकर प्रवाहित होता है। यह पदार्थ ही परम्यूटाइट कहलाता है, यदि इसे कृत्रिम विधि से बनाया गया हो। यदि प्राकृतिक खनिज ज्योलाइट मिलता।

चित्र ४८—परम्यूटाइट विधि

हो तो उससे काम चल सकता है। परम्यूटाइट (अथवा ज्योलाइट) और कठोर पानी के कैल्सियम या मैग्नीशियम सल्फेट में निम्न प्रतिक्रिया होती है—

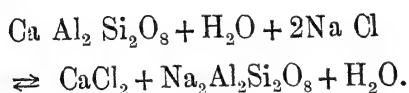


यदि पानी में अस्थायी कठोरता बाइकार्बोनेट के कारण हो तो वह भी दूर हो जाती है—



इस प्रकार परम्यूटाइट का सोडियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट कैल्सियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट में परिणत हो जाता है। सोडियम सल्फेट या सोडियम बाइकार्बोनेट विलयन में चला जाता है। इस प्रकार यंत्र से बाहर निकलने पर पानी में कैल्सियम या मैग्नीशियम लवण बिल्कुल नहीं रह जाते। सोडियम लवण जो पानी में न्यून मात्रा में घुले रहते हैं, सर्वथा निरापद हैं, उनसे कोई नुकसान नहीं होता।

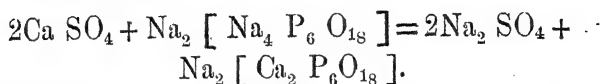
थोड़े दिनों में परम्यूटाइट या ज्योलाइट पूरी तरह कैल्सियम लवण बन जाता है, अतः अब यह काम योग्य नहीं रह जाता। पर इसे सोडियम लवण में फिर परिणत कर देना सरल है। इसके ऊपर पांच मिनट तक साधारण नमक का सान्द्र विलयन प्रवाहित करते हैं। नमक का सान्द्र विलयन पूरी तरह से कैल्सियम लवण को सोडियम लवण में परिणत कर देता है—



कैल्सियम क्लोराइड का विलयन फेंक दिया जाता है, और सोडियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट अर्थात् पुनरुत्पन्न ज्योलाइट या परम्यूटाइट फिर से पानी की कठोरता को दूर करने में काम आता है।

(३) मेटाफॉस्फेट विधि—सोडियम ट्रिहाइड्रोजन आर्थोफॉस्फेट या पाइरोफॉस्फेट को गरम करके गलाते हैं, और फिर इसे शीघ्र ठंडा करके इससे सोडियम मेटाफॉस्फेट नामक एक पदार्थ बनाते हैं। यह पदार्थ कालगन (calgon) नाम से विख्यात है। इसका सूत्र ($\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_7$)

है। इसमें कुछ सोडियम अम्लीय मूल में है। अतः इसे इस प्रकार लिख सकते हैं— $\text{Na}_2 [\text{Na}_4 \text{P}_6 \text{O}_{18}]$ । यह षष्ठ-मेटाफॉस्फेट कठोर पानी के कैल्सियम लवणों से संयुक्त होकर ऐसा विलेय लवण बनाता है जिसमें कैल्सियम ऋणात्मक आयन का अंश बनता है—



यह ऋणात्मक आयन में स्थित कैल्सियम साबुन के साथ कैल्सियम स्टीयरेट के समान पदार्थों का अवक्षेपन देगा, अतः इसकी उपस्थिति में साबुन से धोने का काम लिया जा सकता है। यह विधि कठोरता दूर करने की एक नवीनतम विधि है। धुलाई के कारखानों में इसका उपयोग होता है।

भारी हाइड्रोजन और भारी पानी

[Heavy Hydrogen and Heavy Water.]

ड्यूटीरियम—भारी हाइड्रोजन का यह वैज्ञानिक नाम है। सन् १९२७ में एस्टन (Aston) ने मास-स्पेक्ट्रोग्राफ से हाइड्रोजन का जो परमाणुभार निकाला वह १.००७७८ निकला। रासायनिक विधि से जो परमाणुभार निकलता था वह १.००७९१ था। इस अन्तर के आधार पर बर्जे और मेंज़ल (Birge and Menzel) ने यह कल्पना की कि संभवतः साधारण हाइड्रोजन में कुछ थोड़ी सी मात्रा दूसरे प्रकार के एक भारी हाइड्रोजन की भी हो जिसका परमाणुभार १ नहीं, बल्कि २ है। उसने हिसाब लगाया कि ४५०० भाग हाइड्रोजन में यदि १ भाग इस भारी हाइड्रोजन का हो तो परमाणुभारों के उस अन्तर की व्याख्या की जा सकती है जो ऊपर के अंकों द्वारा व्यक्त है।

साधारण हाइड्रोजन में भारी हाइड्रोजन सूक्ष्म मात्रा में मिला हुआ है, इस संभावना से प्रेरित होकर सन् १९३१ में संयुक्त राज्य अमरीका के एक रसायनज्ञ यूरे (Urey) ने द्रव हाइड्रोजन पर प्रयोग आरंभ किए। उसने ४ लिटर द्रव हाइड्रोजन को शनैः शनैः उड़ाया, यहाँ तक कि १ घ० सै० मी० द्रव रह गया। त्रिक् बिन्दु (triple point) के निकट आंशिक खवण करने से आशा की जाती थी, कि द्रव में भारी हाइड्रोजन का अनुपात बढ़ जायगा। यह जो १ घ० सै० मी० द्रव मिला उसकी गैस बना कर उसका बामर (Balmer) रश्मिचित्र लिया गया। इस रश्मिचित्र में

एक रेखा उसी स्थल पर प्रकट हुई जहाँ पर भारी हाइड्रोजन की होनी चाहिए थी, यदि गणना इस दृष्टि से की जाय कि परमाणु संख्या १ है, पर परमाणुभार २। इस प्रकार भारी हाइड्रोजन का अस्तित्व दृढ़ हो गया।

यह हम आगे बताएँगे कि भारी पानी कैसे तैयार किया गया। भारी पानी के विद्युत् विच्छेदन से अब तो भारी हाइड्रोजन आसानी से बनाया जा सकता है। भारी हाइड्रोजन का केन्द्रभार २ होता है, पर धनात्मक शक्ति केन्द्र पर १ इकाई ही होती है।

भारी हाइड्रोजन का केन्द्र = १ प्रोटोन + १ न्यूट्रोन

साधारण हाइड्रोजन का केन्द्र = १ प्रोटोन

दोनों की परमाणु संख्या एक ही है। दोनों के परमाणु की बाहरी परिधि पर १ ऋणाणु चक्र लगाता है।

भारी हाइड्रोजन साधारण हाइड्रोजन की अपेक्षा २ गुना भारी है, अतः इसका प्रसरण गुणक (diffusion coefficient) और ताप चालकता साधारण हाइड्रोजन की अपेक्षा $\frac{1}{2}$ गुना होगी। द्रव ड्यूटीरियम का वाष्प-दाब एक ही तापक्रम पर द्रव हाइड्रोजन की अपेक्षा कम होता है। हलके हाइड्रोजन के त्रिक बिन्दु 13° पर दोनों के वाष्पदाबों का अनुपात $2:1$ है। इसीलिए ड्यूटीरियम का कथनांक भी हाइड्रोजन के कथनांक से अधिक है। दोनों के कुछ भौतिक गुण नीचे दिए जाते हैं।

	हाइड्रोजन, H_2	ड्यूटीरियम, D_2
कथनांक	$20.36^{\circ} A$	$23.50^{\circ} A$
त्रिक बिन्दु	$13.82^{\circ} A$	$18.75^{\circ} A$
त्रिक बिन्दुओं पर वाष्पीकरण का ताप	२१८ केलारी / ग्रामअणु	३०८ केलारी / ग्रामअणु
द्रवण का ताप	२८ केलारी / ग्रामअणु	३७ केलारी / ग्रामअणु
ठोस का आणविक आयतन	26.15 c.c.	23.16 c.c.
रीडबर्ग स्थिरांक	$108667.66 \text{ cm}^{-1}$	$108667.62 \text{ cm}^{-1}$

हाइड्रोजन के अणु में दो परमाणु होते हैं अतः हाइड्रोजन के अणु तीन प्रकार के हो सकते हैं H_2 , HD और D_2 । इन तीनों प्रकार के अणुओं को परमाणुओं में विश्लेषित करने के ताप क्रमशः 1026° , 1034° और 1084° केलारी हैं।

भारी पानी—सन् १९३३ में अमरीकन रसायनज्ञ यूरे (Urey) ने यह प्रदर्शित कर दिया कि हमारे साधारण पानी में कुछ अंश (६००० भाग में १ भाग) भारी पानी का है । भारी पानी से अभिप्राय उस पानी से है जिसके अणु में हाइड्रोजन के स्थान में भारी हाइड्रोजन अर्थात् ड्यूटीरियम हो । साधारणतः भारी हाइड्रोजन को ^2H या D संकेत द्वारा प्रकट करते हैं, अतः भारी पानी का सूत्र $^2\text{H}_2 \text{O}$ या $\text{D}_2 \text{O}$ हुआ ।



चित्र ४६—हेरल्ड यूरे (भारी पानी का आविष्कारक)

साधारण पानी से भारी पानी पृथक् करने में सफलता लेविस (Lewis) और मेकडोनल्ड (Macdonald) नामक रसायनज्ञों ने प्राप्त की । उन्होंने बिजली की सेल के पानी का उपयोग किया । इस विद्युत् विच्छेदन वाली सेल में $N/2$ शक्ति का कार्बिक सोडा विलयन लिया गया था । निकेल के विद्युत् धारों के बीच में २५० ऐम्पीयर की प्रबल धारा द्वारा पानी का तब तक विद्युत् विच्छेदन किया गया जब तक कि ९० प्रतिशत पानी का विच्छेदन न हो गया । शेष जल के दसवें भाग को कार्बन डिऑक्साइड प्रवाहित करके शिथिल कर लिया गया, और शेष भाग को भभके में खवण किया । अब दोनों भाग मिला दिए गए और विद्युत् विच्छेदन फिर आरंभ किया गया । इस पूरी प्रक्रिया को बार बार तब तक दुहराया गया जब तक अन्त में 0.4 C.C. शेष जल न रह गया । विद्युत् विच्छेदन का तापक्रम सदा 0° से 35° के बीच में रक्खा गया । इस प्रकार बड़े परिश्रम के अनन्तर २० लीटर पानी से 0.4 C.C. भारी पानी प्राप्त हुआ । इसके बनाने में कितनी अधिक बिजली खर्च हुई, इसका अनुमान लगाया जा सकता है । इस प्रकार की विधि से अब तो बाज़ार में १० से ८०% तक के भारी पानी के विलयन बड़े दामों में

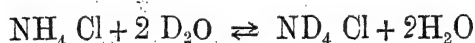
बिकते हैं। भारी पानी और भारी हाइड्रोजन के आविष्कार ने वैज्ञानिक जगत में नयी क्रान्ति उत्पन्न कर दी। इस युद्ध की समाप्ति पर जापान पर जो परमाणु बम छोड़ा गया था, संभवतः उसमें भी भारी पानी का उपयोग किया गया था।

भारी पानी के गुण—साधारण पानी और भारी पानी के भौतिक गुणों में थोड़ा सा अन्तर होना स्वाभाविक है क्योंकि एक में जो हाइड्रोजन है वह दूसरे के हाइड्रोजन के भार का आधा है। हल्के पानी का अणुभार १८ और भारी पानी का अणुभार २० है अतः भारी पानी का घनत्व हल्के पानी की अपेक्षा ११% अधिक है। घनत्व के आधार पर पता लगाया जा सकता है कि बाज़ार में बिकने वाले भारी पानी के विलयन में कितने प्रतिशत भारी पानी है। भारी पानी के कुछ भौतिक अंक नीचे की सारणी में दिए जाते हैं, और तुलना करने के लिए साधारण पानी के भौतिक अंक भी साथ साथ दिए गए हैं।

	साधारण पानी H_2O	भारी पानी D_2O
२०° पर पानी का घनत्व	०.९९८२	१.१०५६
द्रवणांक	०°C	३.८°C
कथनांक	१००°C	१०१.४२°C
अधिकतम घनत्व का तापक्रम	४°C	११.६°C
वाष्पीकरण का ताप, कैलरी प्रति अणु	ल	ल + २५६
माध्यमिक संख्या	८२	८०.५
२०° पर स्निग्धता (viscosity)	१०.८७	१४.२
२०° परं पृष्ठ तनाव	७२.७५	६७.८
वर्तनांक	१.३३२६	१.३२८१
K ⁺ आयन की प्रवास संख्या, १८° पर	६४.२	५४.५
Cl ⁻ " " "	६५.२	५५.३
Na Cl की विलेयता, ग्राम प्रति लीटर	३५.६	३०.५

तम्बाकू आदि पदार्थों के अंकुर उगा कर यह देखा गया है कि भारी पानी जीवन के लिए हलके पानी की अपेक्षा कम लाभदायक है। तम्बाकू के बीज शुद्ध भारी पानी में उगते ही नहीं। एक वैज्ञानिक ने तो भारी पानी को ही मनुष्य की मृत्यु का कारण बताया। उसका कहना है कि हम जो जल पीते हैं, उसका भारी पानी धीरे-धीरे शरीर में संग्रह होता जाता है, और नियत मात्रा से अधिक संग्रह होने पर ही मनुष्य की मृत्यु हो जाती है।

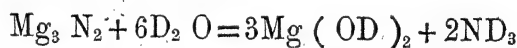
लार्ड रथरफोर्ड (Lord Rutherford) के कथनानुसार यदि अमोनियम क्लोराइड, $\text{NH}_4 \text{Cl}$, को भारी पानी के संपर्क में रखा जाय तो भारी पानी का भारी हाइड्रोजन अमोनियम क्लोराइड के हलके हाइड्रोजन का स्थान ले लेता है—



इस प्रकार भारी हाइड्रोजन वाला अमोनियम क्लोराइड मिलता है। इसी प्रकार अमोनियम सल्फेट, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4$, से $(\text{ND}_4)_2 \text{SO}_4$ भी प्राप्त होता है। लेविस और शुटज (Lewis and Schutz) ने जो भारी ऐसीटिक एसिड, $\text{CH}_3\text{COO D}$, बनाया है, वह साधारण की अपेक्षा 3.3° नीचे तापक्रम पर पिघलता है।

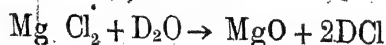
ड्यूटीरियम के कुछ यौगिक—हम ड्यूटीरियम के कुछ मुख्य यौगिकों का विवरण देंगे। आजकल तो हज़ारों यौगिक इस प्रकार के बनाए जा चुके हैं।

(१) ड्यूटीर-अमोनिया, ND_3 —यह मेगनीशियम नाइट्राइड और भारी पानी के संयोग से बनती है—



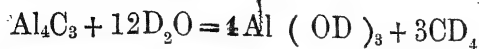
यदि भारी पानी में साधारण पानी, H_2O , का भी कुछ अंश हो तो साथ-साथ $\text{NH}_3 \text{D}$, और NHD_2 की भी कुछ मात्रा बनेगी।

(२) ड्यूटीरियम क्लोराइड, DCl —यदि भारी पानी की वाष्प निर्जल मेगनीशियम क्लोराइड, Mg Cl_2 , के संपर्क में 600° तापक्रम पर आवें, तो यह बनता है। इसका पानी में विलयन हाइड्रोक्लोरिक एसिड के समान ड्यूटीरोक्लोरिक एसिड कहलाता है—

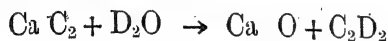


(३) ड्यूटीरियम फ्लोराइड, DF—यह भारी हाइड्रोजन और सिलवर फ्लोराइड के संपर्क से 110° पर बनता है।

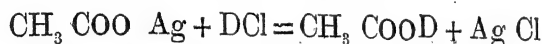
(४) ड्यूटीरो मेथेन, CD_4 —यह भारी पानी और ऐल्यूमीनियम कार्बाइड के संपर्क से बनता है—



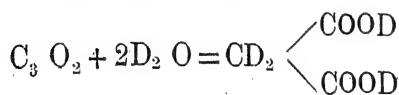
इसी प्रकार कैल्सियम कार्बाइड और भारी पानी के संसर्ग से ड्यूटीरो-ऐसिटिलीन, C_2D_2 , बनता है—



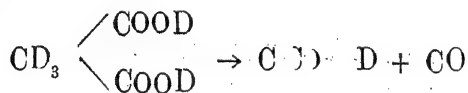
(५) ऐसीटिक ड्यूटीरऐसिड, CH_3COOD —यह सिलवर ऐसीटेट और ड्यूटीरियम क्लोराइड की प्रतिक्रिया से बनता है—



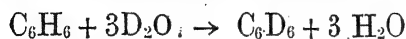
(६) त्रिड्यूटीर ऐसीटिक ड्यूटीर ऐसिड, CD_3COOD —जब कार्बन सबोक्साइड, C_3O_2 , को शुष्क बैंज़ीन में भारी पानी के संपर्क में लाते हैं तो त्रिड्यूटीरो मेलोनिक् ड्यूटीर ऐसिड, $CD_2(COOD)_2$ बनता है, जो मेलोनिक् ऐसिड का भारी प्रतिरूप है—



यदि इसे 150° तक गरम किया जाय, तो त्रिड्यूटीर ऐसीटिक ड्यूटीर ऐसिड, CD_3COOD , बनता है, जो ऐसीटिक ऐसिड का पूर्णतः भारी प्रतिरूप है—



(७) भारी बैंज़ीन या षट्‌ड्यूटीर बैंज़ीन, C_6D_6 —यदि साधारण बैंज़ीन को भारी पानी के संसर्ग में निकेल कीसेलगूर उत्प्रेरक की विद्यमानता में रक्खा जाय, तो बैंज़ीन के ६ हाइड्रोजन ६ ड्यूटीरियम से स्थापित हो जाते हैं—

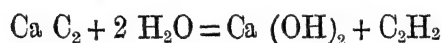


नीचे दी गयी सारणी में हाइड्रोजन और ड्यूटीरियम के कुछ भौगिकों की तुलना की गयी है—

हाइड्रोजन यौगिक			ड्यूटीरियम यौगिक		
	द्रवणांक °C	कथनांक		द्रवणांक °C	कथनांक
HF	...	२०.०	DF	...	—१८.७
HCl	—११४.२	—८५	DCI	—११४.९	—८१.५
HBr	...	—६५.८	DBr	...	—६५.८
HI	...	—३५.६	DI	...	३६.१
H ₂ CN	—१४	२५.४	DCN	—१२	२६.१
NH ₃	—७७.६	—३३.३	ND ₃	—७४	—३०.८
C ₆ H ₆	५.५	८०.१२	C ₆ D ₆	६.८	७६.४

पानी की पहिचान और उसका परिमाणन—किसी भी चीज़ में पानी है या नहीं, यह जानने के लिए उसमें निर्जल कॉपर सल्फेट का थोड़ा सा चूरा डालो। यदि इसका रंग नीला पड़ जाय तो समझा जा सकता है कि उसमें पानी है।

यदि किसी द्रव में पानी मिला हो तो उसमें कैल्सियम कार्बाइड डालो, और ऐसा करने पर जितनी ऐसिटिलीन गैस बने नाप लो—



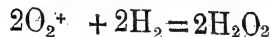
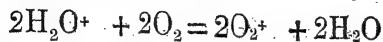
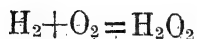
इस गैस की नाप के आधार पर हिसाब लगाया जा सकता है कि उस पदार्थ में कितना पानी है।

किसी कार्बनिक यौगिक के भस्मीकरण से पानी की कितनी भाप बनती है, यह जानने के लिए भाप को तीव्र गन्धकाम्ल या कैल्सियम क्लोराइड, या फॉस्फोरस पेंचौक्साइड से भरे बल्ब या चूल्हाकार नली में प्रवाहित करते हैं। ये बल्ब प्रयोग के आरंभ और अन्त में तौलने पर बता देते हैं कि कितना पानी इन्होंने लिया है।

हाइड्रोजन परौक्साइड

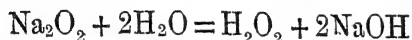
जब हाइड्रोजन और ऑक्सीजन परस्पर संयुक्त होते हैं तो अधिकांश तो पानी बनता है, पर कुछ सूक्ष्म भाग हाइड्रोजन परौक्साइड का भी बनता है।

वस्तुतः हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का संयोग कई शृंखलाबद्ध प्रतिक्रियाओं में होता है जैसे—

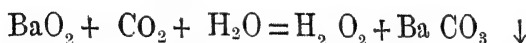


जिन यौगिकों पर तारक चिह्न (*) बने हैं, उन्हें सकृत (activated) अवस्था में समझना चाहिए।

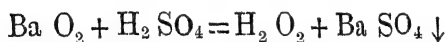
हाइड्रोजन परीक्साइड बहुधा परीक्साइड पर अम्ल या पाणी की प्रतिक्रिया करके बनाते हैं। यदि सोडियम परीक्साइड को बर्फ से ठंडे किए पानी में छोड़ा जाय तो सोडियम हाइड्रॉक्साइड और हाइड्रोजन परीक्साइड बनेंगे।



पर हाइड्रोजन परीक्साइड को विलेय लवणों से अलग करना आसान काम नहीं है। अतः इसे बनाने के लिए बेरियम परीक्साइड का उपयोग करते हैं। इसमें यदि कार्बन डिऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाय तो अविलेय बेरियम कार्बोनेट अवक्षिप्त हो जायगा जिसे छानकर अलग करते हैं।



दूसरी अधिक उपयोगी विधि इस प्रकार है जिसमें कार्बन डिऑक्साइड के स्थान में सल्फ्यूरिक एसिड प्रयोग किया जाता है।



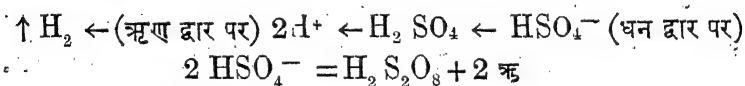
बेरियम सल्फेट का अविलेय अवक्षेप छान कर अलग कर दिया जाता है। प्रयोग के लिए २० c.c. सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के लेकर इसमें २०० c.c. पानी मिलाओ। विलयन को बर्फ जमाने के मिश्रण द्वारा ०° c तक ठंडा कर लो। बेरियम परीक्साइड के चूर्ण को पानी के साथ लेई सा कर लो। और इसकी थोड़ी थोड़ी मात्रा सल्फ्यूरिक एसिड के विलयन में डालो जब तक कि अम्लता थोड़ी ही शेष न रह जाय। अब विलयन को बर्फ की पेट्टी में २४ घंटे रख छोड़ो। अविलेय बेरियम सल्फेट छानकर अलग कर लो और छाने निस्पन्द (filtrate) में और जो कुछ अम्लता शेष रह गयी हो, उसे बेरियम हाइड्रॉक्साइड के विलयन से शिथिल कर के फिर छान लो। एस करने से हाइड्रोजन परीक्साइड का शुद्ध विलयन प्राप्त होगा।

हाइड्रोजन परीक्साइड के विलयन का सान्द्रीकरण—साधारणतः उबाल करके हाइड्रोजन परीक्साइड का विलयन सान्द्र (गाढ़ा) नहीं किया जा सकता, क्योंकि यह विभाजित हो जाता है। यदि इसका विलयन सान्द्र करना हो तो पहले शून्य दाब पर 60° — 70° के निकट उबालते हैं। ऐसा करने से विलयन में ४५% हाइड्रोजन परीक्साइड हो जाता है। यदि और सान्द्र करने का प्रयत्न किया जाय तो यह निम्न प्रकार विभाजित होगा—



यदि और गाढ़ा करना हो तो दाब १५ मि०मी० के निकट रखना चाहिए। ऐसा करने पर विलयन $35-40^{\circ}\text{C}$ तापक्रम पर उबाला जा सकता है। इस तापक्रम पर आंशिक खवण करके शेष पानी पृथक् किया जा सकता है। खवित होकर जो द्रव भाग आता है वह अधिकांश पानी है। धीरे-धीरे खवण का तापक्रम बढ़ जाता है। जब 70°C के निकट पहुँच जाय तो खवण बन्द कर देना चाहिए। कुप्पी में जो द्रव रह गया है वह लगभग शुद्ध हाइड्रोजन परीक्साइड है। इसे फिर शून्य-शोषित्र (वेकुअम डेसीकेटर) में सान्द्र सलप्रयूरिक ऐसिड पर रखकर और भी सान्द्र किया जा सकता है। अथवा इसे खूब ठंडा करके इसमें से हाइड्रोजन परीक्साइड के मणिभ प्राप्त किए जा सकते हैं। ये मणिभ शुद्ध १००% हाइड्रोजन परीक्साइड के हैं।

परीक्साइड बनाने की दूसरी विधि—यदि ५० प्रतिशत सलप्रयूरिक ऐसिड के विलयन का विद्युत् विच्छेदन किया जाय तो परसलप्रयूरिक ऐसिड बनता है—



यह परसलप्रयूरिक ऐसिड और हलका किए जाने पर हाइड्रोजन परीक्साइड देता है।

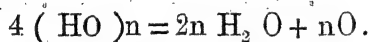


क्षीणदाब के अन्दर इस हाइड्रोजन परीक्साइड का खवण किया जा सकता है। जितना सलप्रयूरिक ऐसिड प्रयोग के आरम्भ में लिया था, उतना ही अन्त तक बना रहता है, इसलिए इस विधि में केवल बजली के खर्चे के, और किसी चीज का खर्चा नहीं है।

बाजारों में हाइड्रोजन परीक्साइड का विलयन अनेक नामों से बिकता है, जैसे “परहाइड्रोल” “मरकौल” आदि। बोतलों पर लिखा होता है कि इसमें भरे विलयन की शक्ति “१० Volume” “२० Volume” इत्यादि है। “१० Volume” का अभिप्राय यह है कि यह विलयन अपने आयतन का १० गुना आयतन हाइड्रोजन परीक्साइड का देगा। मर्क का ३०% परहाइड्रोल लगभग “१०० आयतन” शक्ति का होता है। ३% विलयन लगभग “१० आयतन” शक्ति का माना जाता है।

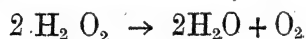
भौतिक गुण—शुद्ध जलरहित हाइड्रोजन परीक्साइड नीरंग, चासनी-दार द्रव होता है (कभी कभी इसमें हलकी सी नीली आभा होती है)। इसमें कोई गन्ध नहीं होती, हलके विलयनों में धातु का सा स्वाद होता है। शुद्ध परीक्साइड त्वचा पर पड़ने पर फफोले उठाता है। इसका कथनांक 0°C है (दाब ६८ मि० सी०)।

शुद्ध परीक्साइड जब विभाजित होता है तो प्रति २ ग्राम अणु पानी के साथ १ ग्राम अणु ऑक्सीजन का निकलता है। अतः इसका संगठन (HO) हुआ।—



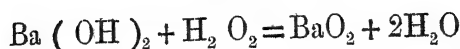
इसके विलयनों का द्रवणांक यह बताता है कि इसका अणुभार ३४ होना चाहिए, अर्थात् इसका अणु सूत्र H_2O_2 है।

रासायनिक गुण—हाइड्रोजन परीक्साइड को 100°C तक गरम करें तो यह विभाजित होकर पानी और ऑक्सीजन देता है—

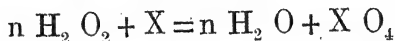


शुद्ध परीक्साइड विस्फोट के साथ विभाजित होता है। यदि परीक्साइड उत्प्रेरकों के सम्पर्क में (जैसे स्वर्ण, चाँदी, या प्लैटिनम के धातु चूर्ण, या कार्बन, आयोडीन आदि) आवे तो साधारण तापक्रम पर ही इसका विभाजन होने लगता है। बहुत से कार्बनिक पदार्थ भी उत्प्रेरण का कार्य करते हैं। यदि परीक्साइड के विलयन में एक बूँद रुधिर की पड़ जाय तो यह सनसनाने लगता है।

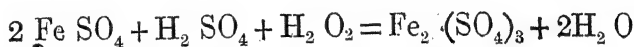
हाइड्रोजन परीक्साइड में हलके आम्लिक गुण होते हैं। इस गुण के अनुसार यह बेरियम हाइड्रॉक्साइड को बेरियम परीक्साइड में पूर्णित कर देता है—



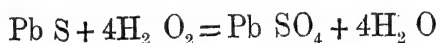
उपचायक या ऑक्सीकारक गुण—हाइड्रोजन परीक्साइड का अधिकांश उपयोग इसके उपचायक गुणों के कारण है। यदि यह किसी अपचायक या अवकारक पदार्थ X के साथ प्रतिक्रिया करे तो—



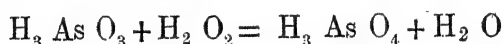
(क) इस प्रकार यह फेरस सल्फेट को फेरिक सल्फेट में परिणत कर देता है—



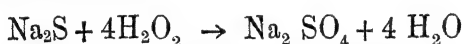
(ख) लेड सल्फाइड इसके संसर्ग से लेड सल्फेट में परिणत हो जाता है—



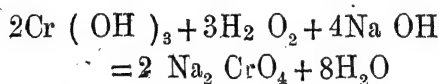
(ग) आर्सेनियस ऐसिड (या आर्सेनाइट) आर्सेनिक ऐसिड (या आर्सेनेट) में परिणत हो जाते हैं—



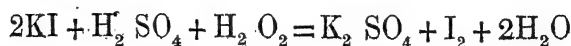
इसी प्रकार सल्फाइड, सल्फाइट और थायोसल्फेट तीनों ही सल्फेट में परिणत हो जाते हैं।



(घ) क्रोमिक हाइड्रोक्साइड क्षार की विद्यमानता में परीक्साइड से क्रोमेट में परिणत हो जाता है (प्रतिक्रिया बहुधा सोडियम परीक्साइड से करते हैं)।



(ङ) पोटैशियम आयोडाइड के अम्लीय विलयन में से आयोडीन निकालता है—



हाइड्रोजन परीक्साइड के उपचायक गुणों का उपयोग कार्बनिक प्रतिक्रियाओं में भी किया जा सकता है। यह काले बालों की आभा सुनहरी

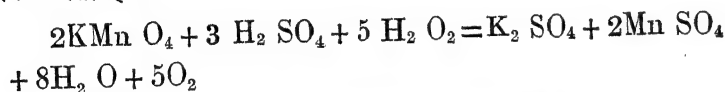
कर देता है। रोग के कीटाणुओं को मार डालता है अतः फोड़ों के धोने में इसका उपयोग है। कान के भीतर का मैल निकालने के काम आता है।

अपवाद-स्वरूप अपचायक (अवकारक) गुण—हाइड्रोजन परीक्साइड अपचायक पदार्थों के साथ तो प्रतिक्रिया करता ही है, यह कुछ अपचायक पदार्थों के साथ भी प्रतिक्रिया करता है, मानों कि इसमें स्वयं अपचायक गुण हों। वस्तुतः यह बात अपचायक गुण के कारण नहीं है। हाइड्रोजन परीक्साइड का एक अणु आरंभ में इस प्रकार विभाजित होता है—



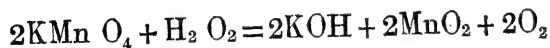
यह परमाण्विक ऑक्सीजन अस्थायी है, यह कहीं से दूसरा ऑक्सीजन परमाणु लेकर ऑक्सीजन अणु, O_2 , बन जाना चाहता है। उसकी इस प्रवृत्ति के कारण ही दूसरे उपचायक या ऑक्सिकारक पदार्थों से ऑक्सीजन अलग हो जाता है।

(क) हाइड्रोजन परीक्साइड पोटैशियम परमैंगनेट के विलयन में से ऑक्सीजन ले लेता है। अम्लीय विलयन में परमैंगनेट का लाल रंग मिट जाता है—

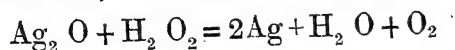


ऑक्सीजन गैस सनसना कर प्रतिक्रिया में निकलती है।

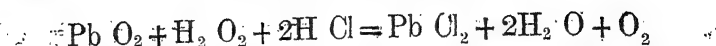
यदि अम्ल का प्रयोग न किया जाय तो मैंगनीज द्विऑक्साइड का भूरा अवक्षेप आवेगा, और ऑक्सीजन गैस निकलेगी। विलयन क्षारीय हो जायगा—



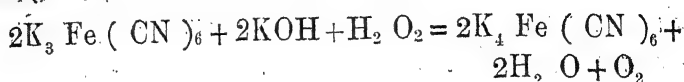
(ख) हाइड्रोजन परीक्साइड नम सिलवर ऑक्साइड के साथ प्रतिक्रिया करके चाँदी, ऑक्सीजन और पानी देता है—



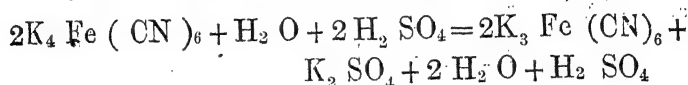
(ग) लेड परीक्साइड का भी अपचयन हाइड्रोजन परीक्साइड से हो जाता है। यदि प्रतिक्रिया हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड की उपस्थिति में की जाय तो लेड ऑक्साइड का क्लोराइड बन जावेगा।



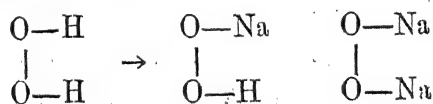
(घ) पोटैसियम फेरिसायनाइड का क्षारीय विलयन हाइड्रोजन परीक्साइड के साथ पोटैसियम फेरिसायनाइड देगा।



पर यदि प्रतिक्रिया अम्लीय विलयन में की जाय तो पोटैसियम फेरिसायनाइड फेरिसायनाइड में परिणत हो जायगा—



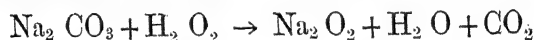
परीक्साइड—निर्जल हाइड्रोजन परीक्साइड में अम्लीय गुण होते हैं। यह द्विभास्मिक एसिड है, अतः इसके दो प्रकार के लवण बनेंगे, परीक्साइड और एसिड परीक्साइड—



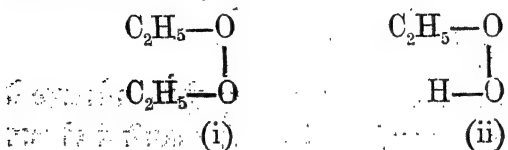
एसिड परीक्साइड परीक्साइड

इसी प्रकार अमोनियम एसिड परीक्साइड $(\text{NH}_4) \text{HO}_2$ और अमोनियम परीक्साइड $(\text{NH}_4)_2 \text{O}_2$ दोनों मिलते हैं।

व्यापार में सोडियम परीक्साइड सोडियम को कार्बन ड्वाइऑक्साइड से हीन छुक्त हवा में गरम करके बनाया जाता है। यह हाइड्रोजन परीक्साइड और कार्बोनेट सोडा अथवा सोडियम कार्बोनेट के संयोग से भी बन सकता है।



हाइड्रोजन परीक्साइड द्विएथिलसल्फेट, $(\text{C}_2 \text{ H}_5)_2 \text{ SO}_4$ के साथ प्रतिक्रिया करके द्विएथिल परीक्साइड (i) और एथिल हाइड्रोपरीक्साइड (ii) दोनों देता है—

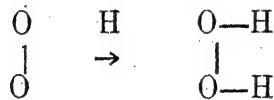


हाइड्रोजन परीक्साइड का संगठन—सन् १८६२ में केरारा (Carrara)

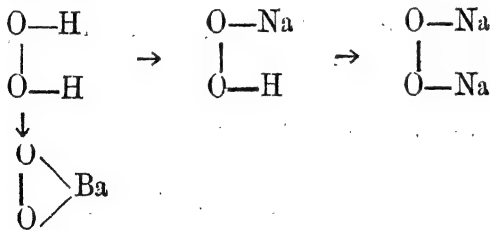
ने हाइड्रोजन परॉक्साइड के विलयन का हिमांक निकाल कर यह प्रदर्शित किया था कि इसका अणुभार ३४ है। जैसा कि पहले कहा जा चुका है कि इसमें ऑक्सीजन और पानी का जो अनुपात है, उसके हिसाब से इसका सूत्र $(HO)_x$ ठहरता है। अब यदि अणुभार का हिसाब और लगायें, तो इसका सूत्र स्पष्टतः H_2O_2 हुआ।

इसका संगठन अतः $H-O-O-H$ इस प्रकार लिखना चाहिए जिसे हम दिहाइड्रॉक्सिल सूत्र कहेंगे क्योंकि इस अणु में दो हाइड्रॉक्सिल समूह (OH) हैं।

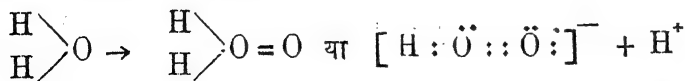
यदि इस परॉक्साइड को ऑक्सीजन का अपचित पदार्थ माना जाय तो उपर्युक्त सूत्र का समर्थन होता है—



क्योंकि इस सूत्र के आधार पर दो हाइड्रोजन ऐसे ठहरते हैं जिनको हम धातुओं से स्थापित कर सकते हैं (अर्थात् यह द्विभास्मिक अम्ल है) अतः इसके परॉक्साइड दो प्रकार के होने स्वाभाविक हैं—

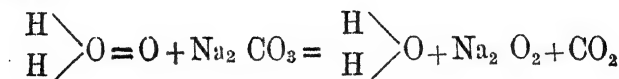


सन् १८८४ में किंगज़ेट (Kingzett) ने यह प्रदर्शित किया कि इस परॉक्साइड को ऑक्सीजन का अपचित पदार्थ नहीं, प्रत्युत पानी का ऑक्सिडृत पदार्थ मानना चाहिए। पानी के अणु में ही एक ऑक्सीजन का परमाणु जोड़कर हाइड्रोजन परॉक्साइड बनाना चाहिए। इस आधार पर इसकी गठन इस प्रकार होगी—



इस सूत्र में ऑक्सीजन का एक परमाणु चतुःसंयोज्य है। यह सूत्र

हाइड्रोजन परीक्साइड की आग्लिकता का भी समर्थन करता हैं और यह भी व्यक्त करता है कि इसका एक ऑक्सीजन बड़ा अस्थायी है। यदि सोडियम कार्बोनेट का विलयन हाइड्रोजन परीक्साइड में धीरे धीरे डाला जाय तो कार्बन द्विऑक्साइड निकलती है, इस बात का भी समर्थन इस सूत्र से होता है—

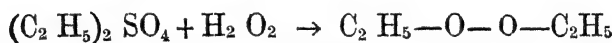


(यदि हाइड्रोजन परीक्साइड विलयन सोडियम कार्बोनेट में डालें तो उत्प्रेरणता के कारण ऑक्सीजन निकलेगा) ।

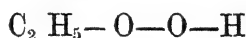
पन् १८६५ में ब्रूल (Bruhl) ने यह प्रकट किया कि हाइड्रोजन परीक्साइड में दोनों ऑक्सीजन चतुःसंयोज्य हैं—



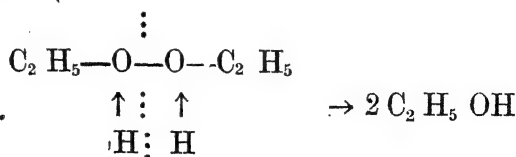
पर बहुत सी कार्बनिक प्रतिक्रियायें ऐसी हैं जिनसे यह प्रकट होता है कि हाइड्रोजन परीक्साइड का सूत्र दिहाइड्रैक्सिल जाति का है। बायर और विलिजर (Baeyer and Villiger) ने सन् १६०० द्वि-एथिल सलफेट और हाइड्रोजन परीक्साइड से द्वि-एथिल परीक्साइड और एथिल हाइड्रोपरीक्साइड प्राप्त किए।



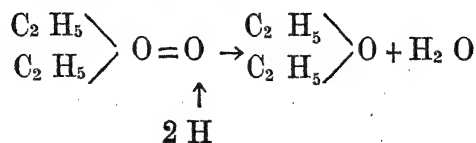
और



यह महत्व की बात है कि द्वि-एथिल परीक्साइड यशद और ऐसीटिक ऐसिड के साथ अपचित होकर एथिल मद्य देते हैं। इसकी उपलब्धि निम्न सूत्र के आधार पर ही हो सकती है—

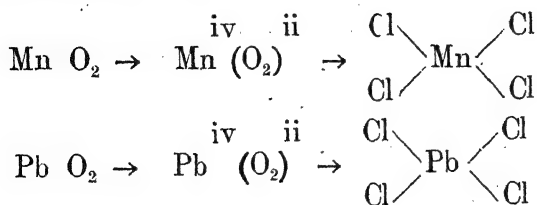


अदि किंगज़ट का सूत्र ठीक होता, तो ईथर भी बनना चाहिए—



इस दृष्टि से हाइड्रोजन परीक्साइड का द्वि-हाइड्रैक्सिल सूत्र ही ठीक प्रतीत होता है।

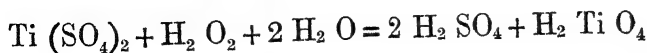
परीक्साइड और द्विऑक्साइड के सूत्रों में भी भेद समझ लेना चाहिए। बेरियम परीक्साइड उसी प्रकार का परीक्साइड नहीं है जैसा कि मैंगनीज द्विऑक्साइड या लेड परीक्साइड। इन दोनों में तो धातु चतुःसंयोज्य हैं, पर बेरियम तो द्वि-संयोज्य है—



परीक्साइड में बेरियम द्वि-संयोज्य है— $\text{Ba} \begin{array}{cc} \text{ii} & \text{ii} \\ (\text{O}_2) & \end{array}$ ।

हाइड्रोजन परीक्साइड की पहिचान—हाइड्रोजन परीक्साइड का विलयन अम्लीय परमैंगनेट के विलयन के लाल रंग को नीरंग कर देता है। यह पोटैशियम आयोडाइड के अम्लीय विलयन से आयोडीन देता है। अनेक प्रतिक्रियाओं में यह ओजोन के समान है। कुछ और पहिचान नीचे दी जाती हैं—

(१) टाइटेनियम सल्फेट, $\text{Ti} (\text{SO}_4)_2$, हाइड्रोजन परीक्साइड के विलयन के साथ स्पष्ट पीला रंग देता है क्योंकि परटैटेनिक एसिड बनता है—



(२) यदि परीक्साइड के अम्लीय विलयन को हलके पोटैशियम डाइक्रोमेट के विलयन के साथ हिलाया जाय और फौरन ही ईथर के साथ हिलाया जाय तो ईथर में चटक नीला रंग आ जायगा जो नीले परक्रोमिक एसिड बनने के कारण है।

प्रश्न

१. हाइड्रोजन का मैडलीफ के आवर्त संधिभाग में कौन सा स्थान है ?
२. धातुओं पर पानी, अम्ल और क्षारों का साधारणतया क्या प्रभाव पड़ता है ? समीकरण दो । (बनारस १९४०)
३. हाइड्रोजन परोक्साइड कैसे तैयार करते हैं ? इसका सान्द्रिकरण किस प्रकार होता है ?
४. हाइड्रोजन के कौन २ समस्थानिक तुम जानते हो ?
भारी हाइड्रोजन किसे कहते हैं ?
५. पानी की कठोरता कितने प्रकार की होती है ? इसे दूर करने की परम्यूटाइट विधि और मेटाफॉस्फेट विधि क्या हैं ।
६. भारी पानी की खोज का वृत्तान्त लिखो । यह साधारण पानी से किन बातों में भिन्न है ?
७. ऐसे कुछ यौगिकों का उल्लेख करो जिनमें ड्यूटीरियम हो ।
८. हाइड्रोजन परोक्साइड की कुछ ऐसी प्रतिक्रियायें दो जिनमें यह अपचायक प्रतीत होता हो ।
९. व्यापारिक मात्रा में हाइड्रोजन परोक्साइड कैसे बना लोगे ?
(नागपुर १९४२)
१०. हाइड्रोजन परोक्साइड का संगठन किस प्रकार निश्चित करोगे ?

अध्याय ६

प्रथम समूह के क्षार तत्त्व

मैंडलीफ के आवर्त संविभाग को देखने से प्रतीत होता है कि प्रथम समूह के अन्तर्गत दो उपसमूह क और ख हैं। एक उपसमूह में लीथियम, सोडियम, पोटैसियम, रुबीडियम और सीज़ियम हैं और दूसरे उपसमूह—ख में तीन तत्त्व ताँबा, चाँदी और सोना हैं। उपसमूह—क के लीथियम, सोडियम आदि तत्त्वों को क्षार तत्त्व कहते हैं। यह आवर्त संविभाग में शून्य तत्त्वों के ठीक बाद में स्थित हैं। लीथियम हीलियम के बाद, सोडियम नेत्रोन के बाद, पोटैसियम आर्गन के बाद, रुबीडियम क्रिप्टन के बाद और सीज़ियम ज़ीनन के बाद हैं। इस विशेषता के कारण क्षार तत्त्वों में प्रबल एकसंयोज्य धनात्मकता है। इन सब की बाहरी परिधि पर एक ऋणाणु है। इस प्रबलता ही पर क्षारता निर्भर है। यह बात भी स्पष्ट है कि ये क्लोरीन आदि विद्युत् ऋणात्मक तत्त्वों के साथ क्यों उत्तेजना पूर्वक संयुक्त होते हैं, और संयोग द्वारा बने हुये यौगिक क्यों इतने अधिक स्थायी हैं। इन यौगिकों का स्थायी होना ही इस बात का कारण है कि इन तत्त्वों को तब तक यौगिकों से अलग न किया जा सका जब तक रसायन शास्त्र में यौगिकों के विभाजन की विशेष विधियों की आविष्कार न हो गया। इनके यौगिकों से तो संसार सदा से परिचित रहा, जैसे नमक, शोरा आदि, पर तत्त्वों का आविष्कार गत शताब्दी में ही हो सका—

क्षार तत्त्वों के भौतिक गुण—नीचे की सारणी से इन तत्त्वों के भौतिक गुणों का तुलनात्मक अध्ययन किया जा सकता है—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	द्रवणांक	कथनांक	०°श पर घनत्व	आपेक्षिक ताप
३	लीथियम	Li	६.९४	१८६°श	१४००°श	०.५६	१.०६३
११	सोडियम	Na	२३.०	९७°६८	८८२°६	०.८७२३	०.२६७
१९	पोटैसियम	K	३९.१	६२°०४	७६२°	०.८५६	०.१६६
३७	रुबीडियम	Rb	८५.४५	३९°०	७००°	१.५२५	...
५५	सीज़ियम	Cs	१३२.८	२८°४५	६७०°	१.९०३	०.०८४

इस सारणी में दिए गए अंकों से स्पष्ट है कि श्रेणी में ज्यों ज्यों तत्त्वों का परमाणुभार (या परमाणु संख्या) बढ़ता जाता है, अन्य भौतिक गुणों में क्रमशः निम्न परिवर्तन होते हैं—(१) द्रवणांक क्रमशः कम हो जाते हैं—लीथियम सबसे ऊँचे तापक्रम पर पिघलता है, पर सीज़ियम हमारे देश की गरमी की ऋतु में ही पिघल जायगा । (२) यही अवस्था कथनांकों की भी है । लीथियम का सब से अधिक और सीज़ियम का सब से कम है । (३) स्पष्टतः श्रेणी में घनत्व क्रमशः बढ़ते जाते हैं । लीथियम सब से हलकी धातु है । लीथियम, सोडियम और पोटैसियम पानी से भी हलके हैं । (४) श्रेणी में क्रमशः आपेक्षिक ताप बढ़ता जाता है । लीथियम ही एकमात्र ऐसी धातु है जिसका आपेक्षिक ताप पानी से अधिक है ।

सभी चार तत्त्व अन्य धातुओं की अपेक्षा अधिक हलके हैं । इनको चाकू से काटा जा सकता है—इतने मुलायम हैं । काटने पर धातु की सी चमक वाली तह निकल आती है ।

चार तत्त्वों के रासायनिक गुण—(१) ये सभी तत्त्व एकसंयोज्य प्रबल विद्युत् धनात्मकता वाले हैं, और इसी लिये ऋणात्मकता वाले तत्त्वों से ये विशेष उच्चैजना पूर्वक संयुक्त हो सकते हैं । (२) इन सब तत्त्वों के हाइड्रिड (क्लोराइड, ब्रोमाइड आदि) बहुत स्थायी यौगिक हैं । (३) ये सभी तत्त्व हाइड्रोजन से संयुक्त होकर LiH , NaH , KH , RbH और CsH , के समान हाइड्राइड देते हैं । इससे यही समझना चाहिये कि हाइड्रोजन में भी थोड़ी ऋणात्मकता है, न कि यह कि चार तत्त्वों में धनात्मकता का अभाव है । (४) ये सभी तत्त्व ऑक्सीजन से संयुक्त होकर Li_2O , Na_2O , K_2O आदि के समान ऑक्साइड देते हैं । ये सभी ऑक्साइड पानी में घुल कर तीव्र क्षार देते हैं— LiOH , NaOH , KOH आदि । (५) इन सब तत्त्वों के कार्बोनेट भी मृदु क्षार का काम देते हैं, Li_2CO_3 , Na_2CO_3 , K_2CO_3 इत्यादि । (६) कुछ अपवादों को छोड़ कर इन तत्त्वों के सभी साधारण लवण पानी में विलेय हैं । ये लवण क्षारीय विलयनों में एसिड मिलाकर बनाए जा सकते हैं । दोनों के मिलते समय बहुत गरमी पैदा होती है । (७) ये तत्त्व इतने सक्रिय हैं कि हवा में खुले नहीं रखे जा सकते, ये जल उठते हैं, और इनके ऑक्साइड बन जाते हैं । पानी के साथ भी ये उग्र प्रतिक्रिया करके हाइड्रॉक्साइड बनाते हैं । (८) ये तत्त्व आपस में भी संयुक्त होकर, एवं अन्य धातुओं से भी संयुक्त होकर धातुसंकर और

एमलगम (संरस) बनाते हैं। (६) इन सब के नाइट्रेट गरम किए जाने पर ऑक्सीजन दे देते हैं और स्वयं नाइट्राइट बन जाते हैं।

लीथियम से सीज़ियम तक गुणों का क्रमशः परिवर्तन—अनेक गुणों में लीथियम और सोडियम अन्य तीन चार तत्त्वों से कुछ भिन्न हैं। मैङलीफ के संविभाग से यह प्रगट होता है कि

I	II	III	IV
Li	Be	B	C
Na	Mg	Al	Si

प्रत्येक समूह का पहला तत्त्व दूसरे समूह के दूसरे तत्त्व से कुछ गुणों में अधिक मिलता है, और अपने समूह के ही अन्य तत्त्वों से भिन्न है। लीथियम सोडियम से भिन्न, पर मैगनीशियम से मिलता जुलता है। इसी प्रकार बेरीलियम और ऐल्यूमीनियम में, एवं बोरॉन और सिलिकन में समानता है।

- (१) लीथियम में उतनी प्रबल क्षारता नहीं है जितनी कि सोडियम में।
- (२) लीथियम साधारण तापक्रम पर ही नाइट्रोजन से संयुक्त होकर नाइट्राइड, Li_3N देता है—सोडियम, पोटैशियम ऐसा नहीं करते।
- (३) शुष्क हवा में लीथियम प्रभावित नहीं होता। शुष्क हवा में यह इतना गरम किया जा सकता है कि पिघलने लगे। सोडियम तो हवा में शीघ्र जल उठता है।
- (४) लीथियम का ऑक्साइड बहुत धीरे धीरे पानी में घुलता है और हलका क्षारीय विलयन देता है। इस बात में यह अन्य तत्त्वों से भिन्न है।
- (५) लीथियम के क्लोराइड, कार्बोनेट और फॉस्फेट अविलेय हैं, पानी में बहुत ही कम घुलते हैं, पर सोडियम आदि के ये लक्षण अच्छे विलेय हैं।
- (६) लीथियम का क्लोराइड हवा में शीघ्र नमी ले लेता है, पर सोडियम क्लोराइड आदि ऐसा नहीं करते। (७) लीथियम क्लोराइड एलकोहल और पिरोडीन में विलेय है।

इन सब बातों से स्पष्ट है कि लीथियम और मैगनीशियम में कितनी समानता है—

क-उपसमूह के तत्व लीथियम और सोडियम से अधिक मिलते जुलते हैं, और ख-उपसमूह के कम। तत्वों के परमाणुओं में ऋणाणुओं का जो उपक्रम है, उससे इस बात की पुष्टि होती है।

Li—परमाणुसंख्या ३—	१ s ^२ . २ s ^१
Na—	११— १ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^१
K —	१९— १ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ४ s ^१ .
Rb—	३७— १ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^{१०} . ४ s ^२ . ४ p ^६ . ५ s ^१ .
Cs—	५५— १ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^{१०} . ४ s ^२ . ४ p ^६ . ४ d ^{१०} . ५ s ^२ . ५ p ^६ . ६ s ^१ .

इस प्रकार इस क-उपसमूह में प्रत्येक तत्व के परमाणु की सबसे बाहरी परिधि पर १ ऋणाणु s^१ स्थिति में है। और इसके पूर्व के कोष में ऋणाणु s^२p^६ की स्थिति में हैं। इसके कारण ही इन तत्वों की संयोज्यता १ है।

ख-उपसमूह के तत्वों के परमाणु में ऋणाणुओं का उपक्रम इस उपक्रम से भिन्न है। ताँबे में उपक्रम इस प्रकार है—

Cu—परमाणु संख्या २९—	१s ^२ . २s ^२ . २p ^६ . ३s ^२ . ३p ^६ . ३d ^{१०} . ४s ^१
----------------------	--

इस प्रकार इसकी बाह्यतम परिधि में तो ऋणाणु s^१ स्थिति में है पर इससे पूर्व कोष में ऋणाणु d^{१०} स्थिति के हैं। इस प्रकार क-उपसमूह के उपक्रम में और ख-उपसमूह के उपक्रम में अन्तर है। इसीलिए दोनों उपसमूह के तत्वों के गुणों में भी अन्तर हो गया है। निम्न बातों से यह अन्तर स्पष्ट है—

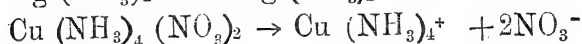
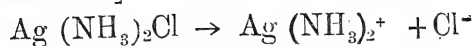
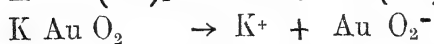
(१) चार तत्वों के अधिकांश लवणों में ये तत्व एकसंयोज्य हैं, पर ताँबे के स्थायी लवणों में ताँबे की संयोज्यता २, और सोने के स्थायी लवणों में यह संयोज्यता ३ है।

(२) चार तत्व प्रबल धनात्मक हैं। एक-विद्युत्-द्वार-विभव श्रेणी (single electrode potential series) में इनकी गिनती सर्वप्रथम है, पर ताँबा, चाँदी और सोना इस श्रेणी में सबसे नीचे हैं।

(३) चार तत्व हवा में रख छोड़ने पर जल उठते हैं—इतना शीघ्र उपचयन होता है, पर ताँबा, चाँदी और सोना स्थायी हैं।

(४) चार तत्व कभी ऋण आयन नहीं होते और न वे संकीर्ण

(complex) धन आयन ही बनाते हैं, पर सोना, चाँदी, और ताँबा संकीर्ण आयन शीघ्रता से बनाते हैं—



(५) क्षार तत्त्वों के ऑक्साइड पानी में विलेय हैं, और विलयन प्रबल क्षारीय होते हैं। पर ताँबे, चाँदी और सोने को ऑक्साइडों की विलेयता बहुत ही कम है, और उनमें केवल हलकी सी भस्मता होती है।

(६) ताँबे के समूह के क्लोराइड, सल्फेट आदि लवण पानी द्वारा आसानी से उद्विच्छेदित होकर भास्मिक लवण देते हैं। इन क्षारीय लवणों का उद्विच्छेदन नहीं होता है।

(७) क्षारीय तत्त्वों के सल्फाइड और क्लोराइड पानी में विलेय हैं, पर एकसंयोज्य ताँबे, चाँदी और सोने के क्लोराइड लगभग अविलेय (CuCl, AgCl, AuCl) हैं। इनके सल्फाइड भी जैसे CuS अविलेय हैं।

(८) ताँबे के समूह के तत्त्व मुक्त धातु के रूप में भी प्रकृति में पाये जाते हैं (जैसे चाँदी और सोना, और ताँबा भी आसानी से तैयार किया जा सकता है) पर क्षारीय तत्त्व प्रकृति में मुक्त नहीं पाए जाते।

लीथियम, Li

सन् १८१७ में ऑगस्ट आरवेडसन (Aug Arfvedson) ने जो बर्जीलियस (Berzelius) की प्रयोगशाला में काम करता था, इस तत्त्व का पता चलाया। उसने इसके क्षार का नाम लीथिया दिया, क्योंकि यह खनिज पदार्थों में पाया गया था, (लीथिया का अर्थ पथरीला है)। आरवेडसन ने पेटालाइट और स्पोड्यूमीन खनिजों से एक तत्त्व प्राप्त किया जो क्षारीय तत्त्वों से इस बात में भिन्न था, कि इसका कार्बोनेट पानी में अविलेय था और इसके क्लोराइड में बहुत प्रस्वेद होता था। बाद को बुन्सन (Bunsen) और करशाफ (Kirchhoff) ने अपने रश्मिचित्रदर्शक द्वारा यह प्रदर्शित किया कि यह तत्त्व न केवल खनिजों में पाया जाता है, इसका विस्तार-पशु और वनस्पति जगत में भी है।

खनिज—लीथियम के चार मुख्य खनिज हैं—

(क) ट्राइफिलाइट—यह लीथियम, सोडियम, लोहे और मैंगनीज का द्विगुण फॉस्फेट है— $(Li, Na)_3 PO_4 + (Fe, Mn)_3 (PO_4)_2$, जिसमें १६ से ३७ % तक लीथियम है।

(ख) लेपिडोलाइट या लीथियम माइका— $(Li, K, Na)_2 Al_2 (SiO_3)_3, (F, OH)_2$ —इसमें १३ से ५७% लीथियम है।

(ग) पेटालाइट—यह लीथियम और ऐल्यूमीनियम का सिलिकेट है— $Li Al (Si_2 O_5)_2$ —इसमें २७ से १७ % लीथियम है।

(घ) स्पोड्यूमीन— $Li, Al (Si O_3)_2$ —इसमें ३८ से ५६ % लीथियम है।

निष्कर्षण—खनिजों से यदि लीथियम प्राप्त करना हो तो नीचे लिखी कोई विधि काम में आ सकती है।

पहली विधि—लेपिडोलाइट से—खनिज को चूने के साथ गलाया जाता है और फिर गले हुए पदार्थ को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोड़ते हैं। इस प्रकार लीथियम, पोटैशियम, सोडियम और ऐल्यूमीनियम के विलेय क्लोराइड बन जाते हैं। इन्हें सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ उड़ा कर सल्फेटों में परिणत कर लेते हैं। इसके विलयन में फिर अमोनियम ऑक्जलेट छोड़ते हैं, जिसमें ऐल्यूमीनियम और बचा खुचा कैल्शियम अवक्षिप्त हो जाता है जिन्हें छान कर अलग कर देते हैं। अब विलयन में सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ते हैं। ऐसा करने पर केवल लीथियम कार्बोनेट का अवक्षेप आता है।

दूसरी विधि—लेपिडोलाइट से—खनिज को बेरियम कार्बोनेट, बेरियम सल्फेट और पोटैशियम सल्फेट के मिश्रण के साथ गलाते हैं। इस प्रकार लेपिडोलाइट का सिलिकेट बेरियम सिलिकेट बन कर गले हुए द्रव्य के नीचे बैठ जाता है। ऊपरी तह में पोटैशियम और लीथियम के सल्फेट होते हैं जिन्हें पृथक् कर लिया जाता है। इनके विलयन में फिर बेरियम क्लोराइड डालते हैं, जिससे बेरियम सल्फेट का अवक्षेप आ जाता है और पोटैशियम और लीथियम क्लोराइड घुले रहते हैं। विलयन को उड़ाकर सुखा लेते हैं, और फिर पिरिडोन डालते हैं। पिरिडोन लीथियम क्लोराइड को घोल लेती है, और सोडियम और पोटैशियम क्लोराइड को छोड़ देती है।

ग्रन्थ-संख्या—१५२

प्रकाशक तथा विक्रेता

भारती-भण्डार

लीडर प्रेस, इलाहाबाद

प्रथम संस्करण

सं० २००८ वि०

मूल्य १४)

139473

540-4

13

मुद्रक—

महादेव एन० जोशी

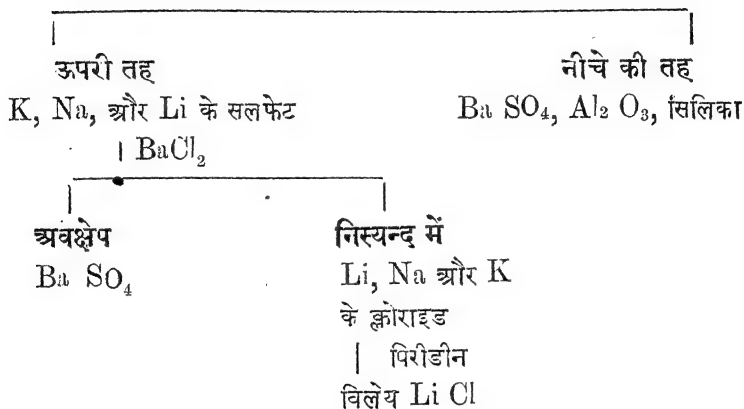
लीडर प्रेस, इलाहाबाद

लेपिडोलाइट

Li, Na, Al, K के सिलिकेट

| Ba CO₃, Ba SO₄ और K₂ SO₄

| के साथ गलाने पर



तीसरी विधि—ट्राइफिलाइट से—इस खनिज में लीथियम, सोडियम, लोहे और मैंगनीज के द्विगुण फॉस्फेट होते हैं। खनिज को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल लेते हैं, और तब जैसा गुणात्मक परीक्षण में करते हैं, फेरस लवण को नाइट्रिक एसिड से गरम करके फेरिक में परिणत कर लेते हैं। इसमें फिर अमोनिया आधिक्य में डालकर ऐसीटिक एसिड से अम्लीय करते हैं, और फिर फेरिक क्लोराइड से फेरिक फॉस्फेट अवक्षिप्त कर लेते हैं। इस प्रकार फॉस्फेट दूर हो जाते हैं। छान कर शेष द्रव्य को गरम करके सुखा लेते हैं। इस द्रव्य में Li, Na और Mn रहते हैं। इनमें बेरियम सलफाइड डाल कर मैंगनीज सलफाइड अवक्षिप्त कर लेते हैं, जिसे छान कर अलग कर दिया जाता है। बेरियम के आधिक्य को सल्फ्यूरिक एसिड डाल कर अलग कर देते हैं। लीथियम सलफेट जो बच रहा उसे ऑक्जेलिक एसिड के साथ प्रतिकृत करते हैं। लीथियम ऑक्जेलेट जो आया, वह जला कर लीथियम कार्बोनेट में परिणत कर लिया जाता है।

धातुकर्म—सब से पहले डेवी (Davy) ने लीथियम लवणों के विद्युत् विच्छेदन से लीथियम धातु थोड़ी सी मात्रा में तैयार की थी। बाद को

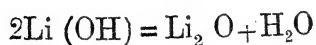
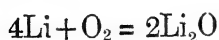
बुनसन (Bunsen) और मेथीसन (Matthiessen) ने १८५५ में यह धातु अधिक मात्रा में बनायी। उन्होंने मोटे पोर्सिलेन की मूषा में लीथियम क्लोराइड को गलाया, और फिर इसका विद्युत् विच्छेदन किया। कोक के कार्बन का ऐनोड या धनद्वार और लोहे के तार का कैथोड या ऋणद्वार लिया। लीथियम धातु कैथोड पर इकट्ठा हुई। यदि अधिक मात्रा में धातु बनानी हो तो पोटैसियम और लीथियम क्लोराइडों के मिश्रण को गलाना चाहिये। पोटैसियम क्लोराइड मिला देने से लीथियम क्लोराइड कम तापक्रम पर ही गल जाता है।

यदि लीथियम क्लोराइड को पिरिडीन में घोल कर विद्युत् विच्छेदन किया जाय, तो भी लीथियम धातु मिल सकती है।

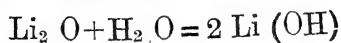
धातु के गुण—लीथियम सबसे हलकी धातु है। चांदी की सी इसमें चमक होती है, यह अन्य चार-धातुओं से तो कड़ा होता है पर फिर भी आसानी से काटा जा सकता है। यदि गला कर और भी अधिक तापक्रम तक इसे गरम किया जाय तो श्वेत प्रकाश से युक्त ज्वाला से जलने लगता है। यदि इसे हाइड्रोजन, हैलोजन, कार्बन डिऑक्साइड, नाइट्रोजन या गन्धक की वाष्पों के वातावरण में गरम किया जाय तो यह इन तत्त्वों से संयुक्त हो जाता है। इन यौगिकों में से लीथियम नाइट्राइड, Li_3N , विशेष महत्व का है। लीथियम नाइट्रिक एसिड के साथ उग्र प्रतिक्रिया करता है, और गन्धक और नमक के तेज़ाबों के साथ भी इस पर प्रतिक्रिया होती है। हाँ, सान्द्र गन्धक के तेज़ाब का इस पर कम प्रभाव पड़ता है।

लीथियम के यौगिक

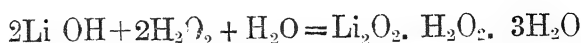
लीथियम ऑक्साइड, Li_2O —लीथियम धातु को हवा में अथवा लीथियम हाइड्रॉक्साइड को रक्त तप्त करके यह बनाया जाता है—



यह अन्य गुणों में सोडियम ऑक्साइड के समान है। पानी के साथ इसकी प्रतिक्रिया धीरे-धीरे होती है।



लीथियम परॉक्साइड—यह लीथियम हाइड्रॉक्साइड पर हाइड्रोजन परॉक्साइड की प्रतिक्रिया से बनाया जाता है—



प्रतिक्रिया में हाइड्रोजन परॉक्साइड का द्विगुण परॉक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है। इसे सावधानी पूर्वक फॉस्फोरस पंचॉक्साइड के ऊपर सुखाया जा सकता है।

लीथियम हाइड्रॉक्साइड, Li OH —लीथियम धातु और पानी की प्रतिक्रिया से यह बनता है—

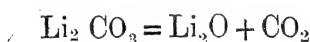


सोडियम की प्रतिक्रिया के समान यह प्रतिक्रिया उग्र नहीं है। लीथियम हाइड्रॉक्साइड कास्टिक सोडा के समान श्वेत रवेदार पदार्थ है, पर कास्टिक सोडा की अपेक्षा पानी में यह कम विलेय है।

लीथियम कार्बोनेट, Li_2CO_3 —किसी विलेय लीथियम लवण पर अमोनियम कार्बोनेट की प्रतिक्रिया करके यह बनाया जाता है—

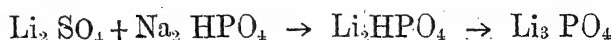


यह पानी में बहुत ही कम विलेय है (१.५४ ग्राम प्रति १०० ग्राम पानी में 0° पर और 100° पर केवल ०.७२ ग्राम प्रति १०० ग्राम पानी)। इस बात में यह सोडियम कार्बोनेट से भिन्न है। लीथियम कार्बोनेट को रक्तपत किया जाय, तो लीथियम ऑक्साइड बन जाता है, इस बात में भी सोडियम कार्बोनेट से भिन्नता है—



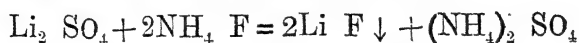
मेगनीशियम बाइकार्बोनेट के समान लीथियम बाइकार्बोनेट केवल विलयन में ही स्थायी है। सोडियम बाइकार्बोनेट तो बहुत स्थायी है।

लीथियम आर्थोफॉस्फेट, Li_3PO_4 —यह मेगनीशियम फॉस्फेट के समान पानी में लगभग अविलेय है (०.०२% विलेय)। किसी विलेय लीथियम लवण में सोडियम फॉस्फेट का विलयन डाल कर यह अवक्षिप्त किया जा सकता है—



लीथियम सल्फेट, $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ —यह लीथियम हाइड्रॉक्साइड और सल्फ्यूरिक एसिड के संयोग से बनाया जाता है। यह पानी में विलेय है। यह अन्य चार-सल्फेटों के साथ द्विगुण लवण बनाता है।

लीथियम फ्लोराइड, Li F —लीथियम के विलेय लवण में अमोनियम फ्लोराइड विलयन डालने पर इस का अवक्षेप आता है।

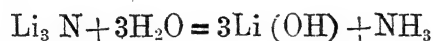


यह पानी में बहुत ही कम विलेय है (15°C पर १०० ग्राम पानी में ०.२७ भाग)।

लीथियम क्लोराइड, Li Cl —यह सोडियम क्लोराइड के समान गुणों वाला है, पर पानी में उस से अधिक अविलेय है। हवा में इसका प्रस्वेदन होता है, और यह कई एलकोहलों में और पिरिडीन में भी विलेय है। लीथियम क्लोराइड लीथियम धातु को क्लोरीन गैस में जलाकर अथवा लीथियम ऑक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनाया जा सकता है।

लीथियम नाइट्राइड, Li_3N —लीथियम साधारण तापक्रम पर ही नाइट्रोजन से प्रतिक्रिया करके थोड़ा बहुत नाइट्राइड बनाता है, पर यदि नाइट्रोजन गैस में इसे गरम किया जाय तो यह ज़ोरों से जलने लगता है।

लीथियम नाइट्राइड पानी के प्रभाव से लीथियम हाइड्रॉक्साइड और अमोनिया देता है—



लीथियम नाइट्रेट, Li NO_3 —यह लीथियम हाइड्रॉक्साइड और नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनता है। यह पानी और एलकोहलों में भली प्रकार विलेय है।

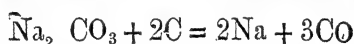
लीथियम की पहिचान—डुन्सन ज्वाला में लीथियम लवण रखने से ज्वाला का रंग लाल हो जाता है। इसके रश्मिचित्र में दो रेखायें विशेष हैं, एक तो ६१०४ जो हलकी सी है; और दूसरी ६७०८ जो चटक लाल है।

इसके लवणों के विलयन में सोडियम फॉस्फेट डालने से लीथियम फॉस्फेट का श्वेत अवक्षेप आता है।

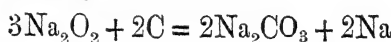
सोडियम, Na

धातु की उपलब्धि—सोडियम तत्त्व के अनेक लवणों का प्रचार बहुत दिनों से रहा है, जैसे नमक, सोडा चार, शोरा, सुहागा इत्यादि। पर सोडियम धातु सर्वप्रथम सर हम्फ्री डेवी (Davy) ने सन् १८०७ में कास्टिक सोडा के विद्युत् विच्छेदन द्वारा तैयार की।

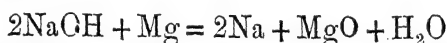
सोडियम धातु बहुधा ब्रूनर (Brunner) की विधि से तैयार की जाती है। इस विधि में सोडियम कार्बोनेट को कोयले के साथ जलाते हैं—



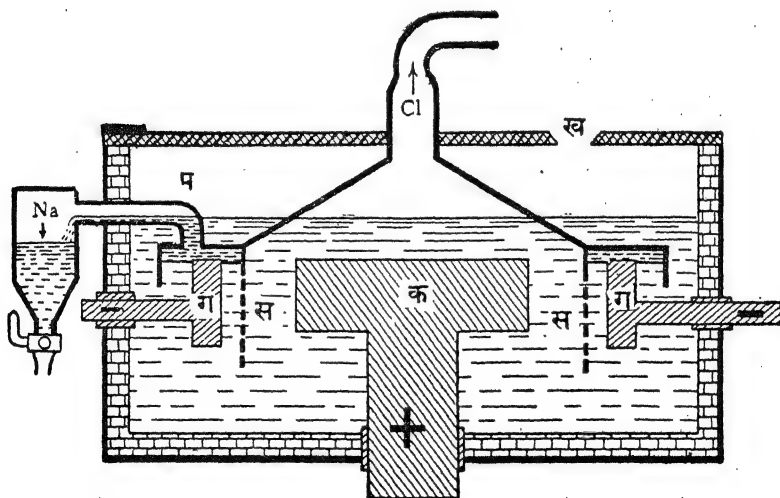
सोडियम परॉक्साइड को भी कोयले के साथ जला कर सोडियम धातु बनायी जा सकती है—



कास्टिक सोडा का मैग्नीशियम के साथ अपचयन करके भी सोडियम बन सकता है—

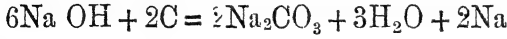


कास्टनर (Castner) की सन् १८८६ की विधि में आयरन कार्बाइड



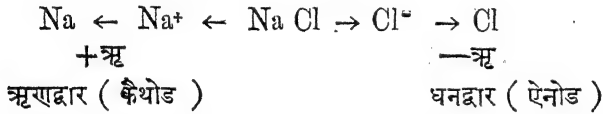
चित्र ५०—सोडियम बनाने की डाउन्स विधि

से प्राप्त कार्बन के साथ इस्पात की मूषा में कास्टिक सोडा को गरम करके सोडियम बनाते हैं। मूषा की शीर्ष नली में से सोडियम और हाइड्रोजन की वाष्पें निकल कर बाहर आती हैं।

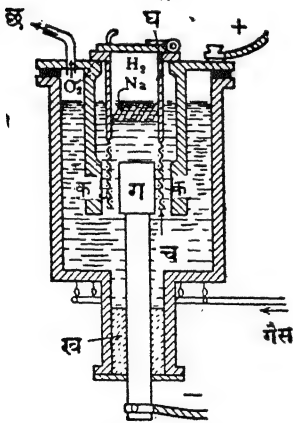


आजकल व्यापारिक मात्रा में सोडियम अधिकतर कास्टिक सोडा या सोडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन द्वारा बनता है—

(१) डाउन्स (Downs) की विधि—इस विधि में पोटैसियम क्लोराइड और फ्लोराइड मिला कर सोडियम क्लोराइड को गलाते हैं, और फिर मिश्रण का विद्युत् विच्छेदन कार्बन के वृत्ताकार धनद्वार और वलयाकार लोहे के कैथोड या ऋणद्वार द्वारा किया जाता है।

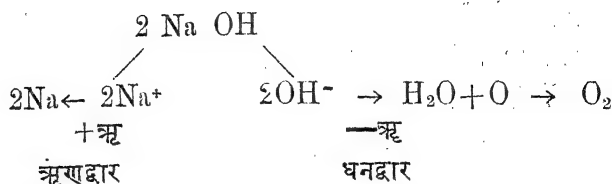


(२) कास्टनर (Castner) की विधि—इस विधि में गलाया हुआ



कास्टिक सोडा लोहे के एक बेलनाकार पात्र में रक्खा जाता है जिसे गैस बर्नरों की ज्वालाओं से गरम करते हैं। तापक्रम ३३०° के लगभग होता है। ऋणद्वार बेलनाकार लोहे का होता है, जो पैंदे से होकर ऊपर तक जाता है। इसके चारों ओर कास्टिक सोडा ठस भरा होता है। धनद्वार निकेल का एक बेलन होता है। इसका संबन्ध तार की जाली के एक बेलन से होता है जो ऋणद्वार के चारों ओर घिरी होती है। विद्युत् विच्छेदन से उत्पन्न सोडियम धातु ऋणद्वार से उठकर कास्टिक सोडा के पृष्ठ पर तैरने लगती है। तार की जाली के विशेष चमचे द्वारा इसे

चित्र ५१—सोडियम बनाने की कास्टनर विधि अलग कर लिया जाता है।

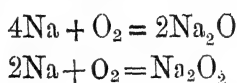


सोडियम के गुण—सोडियम श्वेत धात्विक आभा से युक्त नरम पदार्थ है। यह ठोकों में या मोटी शलाकाओं के रूप में विकता है। इसकी सतह पर बहुधा हाइड्रॉक्साइड की हलकी सी परत जम जाती है, जो चाकू से छील कर अलग कर ली जा सकती है। यह हमेशा मिट्टी के साफ तेल में डुबो कर रक्खा जाता है। यह पानी से हलकी धातु है।

सोडियम धातु द्रव अमोनिया में घुलकर चटक नीले रंग का विलयन देती है। स्वेडवर्ग (Syedberg) की विधि से सोडियम को ईथर में आसृत करके विद्युत् विसर्ग द्वारा इसका कोलायड या श्लैष विलय तैयार किया जा सकता है।

सोडियम 97.8° पर द्रवीभूत होता है। और 883.2° पर उबलता है। इसकी वाष्प एकपरमाणुक (Na) हैं। 0° पर इसका आपेक्षिक ताप 0.22 है। यह धातु बिजली की अच्छी चालक है।

सोडियम पर हवा की शीघ्र प्रतिक्रिया होती है, यह हवा में जल उठता है और सोडियम ऑक्साइड और परॉक्साइड बनते हैं—

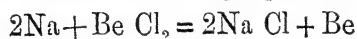


सोडियम की ज्वाला चटक पीले रंग की होती है। इस ज्वाला के रश्मिचित्र में प्रसिद्ध D—रेखायें, 5890 \AA और 5896 \AA होती हैं। ये दोनों रेखायें बहुत पास पास होती हैं। रश्मिचित्रण में इनका विशेष उपयोग होता है।

हैलोजन, फॉस्फोरस और गन्धक के साथ गरम करने पर सोडियम जल उठता है, और क्रमशः हैलाइड, Na Cl , Na Br , आदि, फॉस्फाइड, Na_3P , और कई प्रकार के सल्फाइड बनते हैं। यह 360° पर हाइड्रोजन के साथ भी संयुक्त होता है और अस्थायी हाइड्राइड

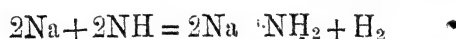
Na H बनता है। सोडियम पानी के साथ प्रतिक्रिया करके सोडियम हाइड्रॉक्साइड और हाइड्रोजन देता है जैसे पहले कहा जा चुका है।

सोडियम अनेक धातुओं के ऑक्साइड या क्लोराइड के साथ यदि गरम किया जाय, तो लवणों में से वे धातुयें मुक्त हो जाती हैं—



इस प्रतिक्रिया का उपयोग करके न केवल बेरीलियम, बल्कि टाइटेनियम, यूरेनियम आदि अन्य धातुएँ भी तैयार की गयी हैं।

सोडियम अमोनिया गैस के साथ सोडामाइड, Na NH_2 , देता है—



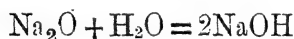
सोडियम धातु पारे के साथ सोडियम संरस (एमलगम) बनाती है जिसका कार्बनिक रसायन में बहुत उपयोग है। सोडियम एल्कोहल के साथ सोडियम एल्कोहलेट देता है।

सोडियम के ऑक्साइड—सोडियम के दो ऑक्साइड पाये जाते हैं—सोडियम एकॉक्साइड, Na_2O ; और सोडियम परॉक्साइड, Na_2O_2 .

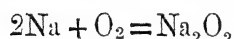
सोडियम एकॉक्साइड, Na_2O , अपने विशुद्ध रूपमें शायद ही कभी मिलता हो। यह या तो सोडियम के जलने पर बनता है या तब जब सोडियम ऐज़ाइड, Na N_3 , सोडियम नाइट्राइट या नाइट्रेट के साथ निकेल की मूषा में गरम किया जाता है—



सोडियम एकॉक्साइड श्वेत ठोस पदार्थ है। यह पानी के साथ उग्रता से संयुक्त होकर सोडियम हाइड्रॉक्साइड देता है—

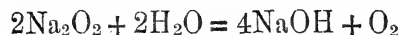
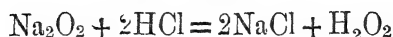


सोडियम परॉक्साइड, Na_2O_2 , तब बनता है जब ऐल्यूमीनियम की तश्तरियों में सोडियम हवा के समुचित प्रवाह में जलाया जाता है—



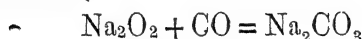
यह पीला चूर्ण पदार्थ है। अन्य परॉक्साइडों से यह इस बात में भिन्न है कि यह गरम करने पर विभाजित नहीं होता। यह प्रबल उपचायक पदार्थ है, और इस गुण के कारण प्रयोगशाला में इसका बहुत उपयोग होता है।

जैसा कि पहले कहा जा चुका है, सोडियम परॉक्साइड पानी या अम्लों के साथ हाइड्रोजन परॉक्साइड और कुछ ऑक्सीजन देता है—

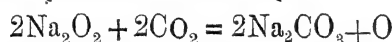


पानी के साथ वाली प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है क्योंकि यदि ठंडे कास्टिक सोडा के विलयन में हाइड्रोजन परौक्साइड डाला जाय तो जलयुक्त सोडियम परौक्साइड, $\text{Na}_2\text{O}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}_2$, के मणिम पृथक् होने लगते हैं।

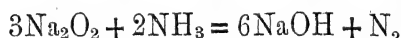
सोडियम परौक्साइड कार्बन एक्साइड के साथ सोडियम कार्बोनेट में परिणत हो जाता है—



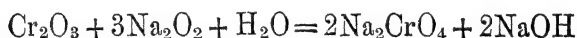
कार्बन द्विऑक्साइड यदि परौक्साइड में शोषित किया जाय तो ऑक्सीजन निकलता है और कार्बोनेट बनता है—



सोडियम परौक्साइड अमोनिया को नाइट्रोजन में उपचित करता है—



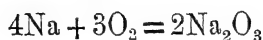
इसी प्रकार यह नाइट्रोजन के ऑक्साइडों को नाइट्रेट में और सल्फाइड को सल्फेट में और क्रोमियम ऑक्साइड को क्रोमेट में परिणत कर देता है।



लोह माज्ञिक (pyrites) में कितना गन्धक है, यह जानना हो तो इस खनिज को सोडियम परौक्साइड के साथ गलाओ। ऐसा करने पर गन्धक सल्फेट में परिणत हो जायगा जिसे बेरियम क्लोराइड द्वारा अवक्षिप्त करके तोला जा सकता है—

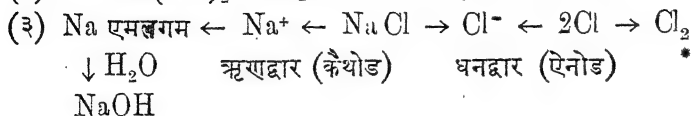
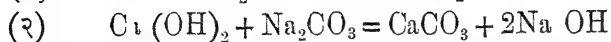
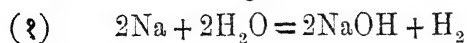


सोडियम सेस्क्विऑक्साइड, Na_2O_3 —यदि सोडियम धातु को द्रव अमोनिया में घोलकर ऑक्सीजन प्रवाहित किया जाय, तो सोडियम सेस्क्विऑक्साइड अवक्षिप्त होता है—



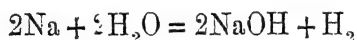
कॉस्टिक सोडा, NaOH —सोडियम हाइड्रॉक्साइड बनाने की बहुधा तीन विधियाँ हैं—(१) सोडियम और पानी की प्रतिक्रिया से, (२) कैल्शियम

हाइड्रॉक्साइड और सोडियम कार्बोनेट की प्रतिक्रिया से और (३) सोडियम क्लोराइड के विलयन के विद्युत् विच्छेदन से।



पहली विधि तो केवल प्रयोगशाला के उपयोग की है, यद्यपि इससे बहुत शुद्ध कास्टिक सोडा तैयार होता है। दूसरी विधि द्वारा बहुत दिनों से कास्टिक सोडा व्यापारिक मात्रा में तैयार होता रहा है, और तीसरी आधुनिक युग की व्यापारिक विधि है।

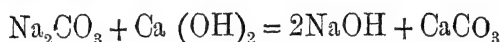
प्रयोगशाला में शुद्ध कास्टिक सोडा तैयार करना—खवित जल को २० मिनट उबाल कर इसकी कार्बन डाइऑक्साइड अलग कर दो। जल को एर्लनमायर (Erlenmeyer) फ्लास्क में ढंढा करो। इस फ्लास्क के प्रवेश द्वार-पर सोडा-चूना भरी नली लगा दो जिससे पानी में कार्बन डाइऑक्साइड घुल पावे। पानी पर ईथर की ३-४ cm. मोटी तह तैरा दो। अब स्वच्छ सोडियम के छोटे छोटे मटर बराबर ढुकड़े पानी में डालो। सोडियम नीचे डूबता तो है, पर ईथर की तह में ही रह जाता है, और ईथर में जो पानी घुला होता है उससे प्रतिक्रिया करके सोडियम हाइड्रॉक्साइड देता है।



इस विधि में आग लगने की तब तक आशंका नहीं है जब तक ईथर की मोटी तह पानी पर रहे। दुर्घटना तो तभी होती है जब सोडियम पानी और हवा दोनों के संसर्ग में एकदम आवे। जब यथेष्ट सोडियम पानी में घुल जावे तो ईथर को पिपेट से अलग कर दो। विलयन को फिर उबालो, इससे शेष ईथर भी उड़ जायगा। इस प्रकार तैयार कास्टिक सोडा के विलयन में सोडियम कार्बोनेट नहीं होता।

सोडियम कार्बोनेट और चूना से कास्टिक सोडा बनाना—सोडियम कार्बोनेट या सोडा-राख पहले तो लीब्लांक विधि से ली जाती थी, अब

सौलवे (Solway) विधि से। चूने के पत्थर को आग में तपाकर चूना (CaO) तैयार किया जाता है, और फिर चूने को पानी में बुझाया जाता है। बुके हुए चूने को पानी के साथ मिला कर दूध ऐसा कर लेते हैं (२५० भाग पानी में १ भाग चूना विलेय है)। अब इसमें सोडा-राख की उचित मात्रा मिला दी जाती है। रासायनिक प्रतिक्रिया की सुविधा के लिए मिश्रण में तब भाप प्रवाहित की जाती है, जिससे प्रतिक्रिया में ६१% सफलता प्राप्त होती है—



प्रतिक्रिया में जो कैल्शियम कार्बोनेट बनता है वह सर्वथा अविलेय है। इसे छान कर पृथक् कर देते हैं।

छने हुए द्रव को, जो वस्तुतः दाहक द्रव होता है केस्टनर ऊष्मकों (Kestner evaporators) में ५० प्रतिशत सान्द्रता तक उड़ाते हैं। फिर इस विलयन को लोहे के कड़ाहों में गरम करके सुखा लेते हैं। सूखे कास्टिक सोडा की चाहें पेन्सिल सी छड़ें (शलाकार्यें) बना लेते हैं, या ड्रमों में इसके ढोके ही भर दिए जाते हैं।

केस्टनर ऊष्मक—इसमें नलियों की एक शृंखला होती है जिसके बाहर के खोल में भाप प्रवाहित होती रहती है। नलियों में द्रव नीचे की ओर से घूमता है, दाब कम रक्खा जाता है, और फेन अलग करने के लिए एक पंखदार योजना होती है। भाप की गरमी से विलयन का पानी उड़ जाता है, और शुष्क कास्टिक सोडा रह जाता है।

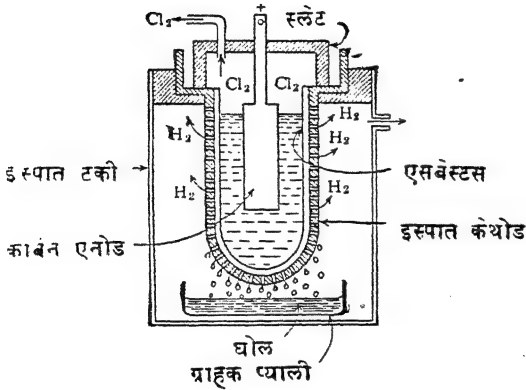
विद्युत् विच्छेदन द्वारा कास्टिक सोडा तैयार करना—यह विधि अति आधुनिक है, और अधिकांश कास्टिक सोडा अब इसी विधि से तैयार किया जाता है। यह स्पष्ट है कि जब सोडियम क्लोराइड के विलयन का विद्युत् विच्छेदन किया जायगा तो कैथोड (ऋण द्वार) पर सोडियम धातु और एनोड (धन द्वार) पर क्लोरीन निकलेगा। यह सोडियम धातु पानी के संपर्क में आते ही कास्टिक सोडा और हाइड्रोजन देगी। कास्टिक सोडा पानी में घुल जायगा। इस विधि में विशेष कठिनाई इस बात की है कि पानी में घुले नमक को कास्टिक सोडा से कैसे पृथक् कर लिया जाय।

अजकल विद्युत् विच्छेदन के लिए दो प्रकार की सेलों (विद्युत् घट)

का प्रयोग होता है। एक तो वे जिनमें ऋण और धनद्वार छिद्रमय आवरण से (porous diaphragm) अलग अलग किए होते हैं। और दूसरी वे सेलें जिनमें ऋण द्वार कैथोड या पारे का होता है।

(१) छिद्रमय आवरण वाली सेलें—इनमें नेलसन सेल (Nelson cell) सबसे मुख्य है, जिसके कुछ सुधरे रूप भी प्रचलित हैं।

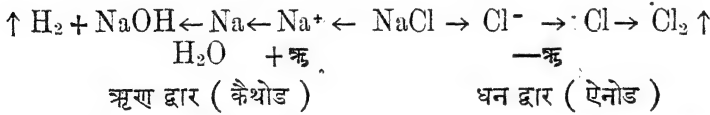
इसमें भीतर की ओर एक चूल्हाकार—U—सेल होती है जिसकी दीवारें



छिद्रमय एसबेस्टस की होती हैं। इसमें ग्रेफाइट का एक एनोड या धन द्वार होता है जिसे बिजली की मुख्य लाइन से संयुक्त कर देते हैं। छिद्रमय एसबेस्टस आवरण का संयोग सीधे ही छिद्रमय इस्पात के कैथोड या

चित्र ५२—नेलसनसेल

ऋण द्वार से होता है। इसे बिजली के ऋण द्वार से संयुक्त कर देते हैं। नमक के विलयन को सेल में रखते हैं, और ऐसा स्वयं-योजित विधान होता है कि विलयन सदा एक तल तक ही रहे। विलयन धीरे धीरे एसबेस्टस आवरण में होकर टपकता रहता है, और इसी समय इसका विद्युत् विच्छेदन हो जाता है—



एनोड पर क्लोरीन गैस निकलती है जो सेल से बाहर चली जाती है। कास्टिक सोडा का विलयन छिद्रमय इस्पात के ऋण द्वार में से रिस कर नीचे बाहर के खोल में वह आता है। इस बाहर के खोल में बराबर भाप बहती रहती है, जिससे द्रव बराबर गरम रहता है। इस गरमी से कास्टिक सोडा कैथोड से बाहर रिस कर आने में सरलता होती है।

इस प्रकार कास्टिक सोडा का जो विलयन मिला, उसे उड़ा कर ठोस कास्टिक सोडा प्राप्त कर लिया जाता है।

पारे के कैथोड वाली सेलें—इन सेलों द्वारा अतिशुद्ध पारा तैयार होता है। पर इनमें छिद्रमय आवरण वाली सेलों की अपेक्षा बिजली का खर्चा अधिक पड़ता है। इनमें पारे का खर्चा भी अधिक है। जिस कारखाने में ६००० अश्वबल की शक्ति का उपयोग किया जाता है उसमें ७२ टन पारा चाहिए। यह ठीक है कि यह सब पारा खर्च नहीं हो जाता, फिर भी मूल खर्चा तो अधिक बैठता है।

आधुनिक प्रणाली की इन सेलों में कार्बन का एनोड (धनद्वार) होता है और सेल के घातल पर जो पारा बराबर बहता रहता है वह कैथोड (ऋणद्वार) का काम करता है। विद्युत् विच्छेदन द्वारा कार्बन एनोडों पर क्लोरीन पैदा होता है और पारे के कैथोड पर सोडियम आता है। यह सोडियम वहीं पारे में घुल जाता है। पारे और सोडियम का यह एमलगम बह कर एक तसले में आता है जिसमें पानी प्रवाहित होता रहता है। इस स्थल पर सोडियम और पानी में प्रतिक्रिया होती है और इस प्रकार कास्टिक सोडा तैयार हो जाता है। सोडियम निकल जाने पर जो पारा मुक्त हो जाता है, उसका कैथोड पर फिर उपयोग किया जाता है। कास्टिक सोडा का विलयन सुखा कर द्वार को शलाकाओं (sticks) में परिणत कर लेते हैं।

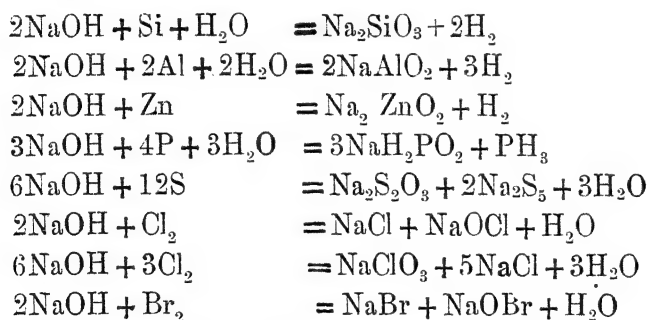
सोडियम हाइड्रॉक्साइड के गुण—यह श्वेत ठोस पदार्थ है जो शलाकाओं, टोकों, बुन्दियों, या चूर्ण के रूप में बेचा जाता है। इसके हलके विलयनों में साबुन का सा स्वाद और द्वार का सा चिकनाहट वाला स्पर्श होता है। इसके सान्द्र या गाढ़े विलयनों में दाहक गुण होते हैं। इसमें त्वचा भी घुलने लगती है। यदि कोई इसे पी जाय तो उसके गले की और पेट की श्लेष्मा आहत हो जाती है। अतः पिपेट से खींचते समय सावधानी रखनी आवश्यक है। अनेक प्रकार के कार्बनिक पदार्थ इसमें घुल जाते हैं, इसी लिए इसका नाम “कास्टिक” पड़ा था।

सोडियम हाइड्रॉक्साइड 31° पर पिघल कर स्वच्छ द्रव देता है। इसमें जल-प्राहकता के प्रबल गुण हैं। हवा में खुले रह जाने पर इसमें प्रस्वेद होने लगता है। यह हवा से कार्बन डाइऑक्साइड शोषित करके कार्बोनेट में भी परिणत हो जाता है।

कास्टिक सोडा की पानी में विलेयता बहुत अधिक है और घुलने पर गरमी भी बहुत पैदा होती है। 0° पर 100 ग्राम पानी में 42 ग्राम, और 110° पर 365 ग्राम घुलता है। यह जल के साथ बहुत से हाइड्रेट बनाता है, जिनमें से $12^{\circ}-12^{\circ}$ पर बनने वाला $\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ हाइड्रेट ही स्थायी है।

कास्टिक सोडा एल्कोहल में बहुत कम घुलता है। इस बात में यह कास्टिक पोटाश से भिन्न है जिसकी एल्कोहल में विलेयता अधिक है।

कास्टिक सोडा से होने वाली प्रतिक्रियाओं का यथा-स्थान उल्लेख किया जायगा। क्षारीय धातुओं को छोड़ कर शेष सब धातुओं के लवणों से यह हाइड्रैक्साइड अवक्षिप्त कर देता है। कुछ ये अवक्षेप कास्टिक सोडा के आधिक्य में फिर घुल जाते हैं। तत्त्वों के साथ इसकी जो प्रतिक्रिया होती है उसके सम्बन्ध में यह ध्यान रखना चाहिए कि दोनों मिल कर उस तत्त्व के ऑक्सिड-ऐसिड का सोडियम लवण बनाते हैं और हाइड्रोजन निकलता है। यदि उस तत्त्व का कोई हाइड्राइड भी बनता हो, तो वह हाइड्राइड या उसी हाइड्राइड और कास्टिक सोडा की प्रतिक्रिया से कोई लवण भी बन जाता है। नीचे के उदाहरणों से यह स्पष्ट हो जायगा।



सोडा या सोडियम कार्बोनेट

भारतवर्ष में रेह या सजी मिट्टी बड़ी प्रसिद्ध है। बुल्ढाना ज़िले की लोनर स्लील में भी सोडियम कार्बोनेट अच्छी मात्रा में होता है। इसमें सोडियम सल्फेट भी थोड़ी सी मात्रा में मिला रहता है, और यह मिश्रण खारी या खार (क्षार) के नाम से प्रसिद्ध है। सजी मिट्टी का उपयोग कपड़े धोने और साबुन बनाने के काम में होता है। नरम चमड़ा तैयार करने में भी यह काम आती है। चम्पारन, मुज़फ्फरपुर, सारन, बनारस, आजमगढ़,

जौनपुर और गाज़ीपुर में यह काफी होती है। कानपुर, हाथरस, मथुरा और शाहजहाँपुर में भी पायी जाती है। कानपुर के एक नमूने में २७.०२% Na_2CO_3 , ४.२८% NaHCO_3 और ३३.६३% Na_2SO_4 था। संयुक्त प्रान्त के नोना लगे प्रान्तों से ८,३२१,००० टन अशुद्ध सजी प्राप्त हुई।

१८ वीं शताब्दी के अन्त तक हमारे देश में लकड़ी को जलाकर जो राख बचती थी, उससे क्षार का काम लिया जाता रहा। यह यवक्षार या जौक्षार कहलाती थी। यह पोटाश कार्बोनेट थी। समुद्र के किनारे के नरकुलों को जलाने से सोडियम कार्बोनेट वाली राख मिलती है। प्राकृतिक लोना या त्रोना (*trona*) सोडियम कार्बोनेट और बाइकार्बोनेट का मिश्रण ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) है।

सोडियम कार्बोनेट के व्यवसाय की आजकल चार विधियाँ हैं—
(१) प्राकृतिक सोडा से शुद्ध सोडा प्राप्त करना; (२) लीब्लांक विधि जो अब लगभग छोड़ी जा चुकी है; (३) अमोनिया सोडा या सौलवे विधि; और (४) विद्युत् विच्छेदन से प्राप्त कास्टिक सोडा द्वारा।

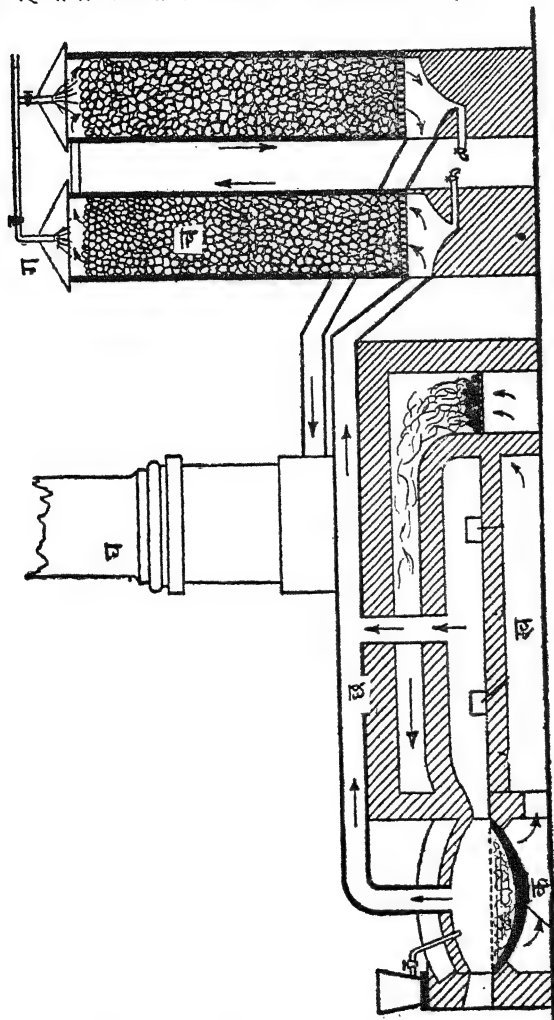
प्राकृतिक सोडा—मागधी (Magadi) में लगभग २००० लाख टन सोडा का एक भंडार है। इसे आग में जला कर निर्जल सोडियम कार्बोनेट बनाते हैं। इसके ढोने का खर्चा बहुत है, वैसे यह सोडा का सबसे सस्ता भंडार है।

लीब्लांक विधि—सन् १७७५ में फ्रैंच रॉयल एकेडेमी ने एक पारितोषिक साधारण नमक को सोडा में परिणत करने के लिए घोषित किया। यह पारितोषिक निकोलस लीब्लांक (Nicholas Leblanc) को १७९० में प्राप्त हुआ। लुईक आर्लीयन्स की आर्थिक सहायता से सेंट डेनिस स्थान पर सोडा बनाने का एक कारखाना खोला गया। बाद को फ्रैंच नेशनल कन्वेंशन ने लीब्लांक का यह पेटेण्ट जन्त कर लिया। बेचारा लीब्लांक बहुत गरीब हो गया, अन्त में आत्महत्या करके उसने अपने दुःखी जीवन का अन्त किया।

लीब्लांक की विधि से सोडा तैयार करने के लिए नमक, कोयला और सल्फ्यूरिक एसिड इन तीन चीजों की आवश्यकता पड़ती है। इस विधि के दो अंग हैं—

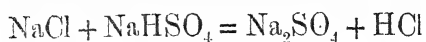
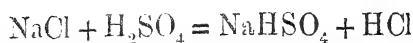
पहला अंग—पहली बात तो यह है कि नमक अर्थात् सोडियम क्लोराइड सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट में परिणत किया जाय।

यह हाइड्रोजन सल्फेट यदि नमक के साथ रक्ततप्त किया जाय तो सामान्य सोडियम सल्फेट बन जायगा। प्रतिक्रियाओं से जो हाइड्रोक्लोरिक एसिड बनता है, वह पानी में घोल कर अलग बेचा जा सकता है—



चित्र ५३—लीब्लॉक विधि का पहला अंग

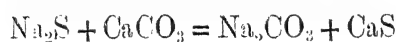
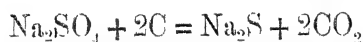
क—भट्ठी और कड़ाह जिसमें नमक और सल्फ्यूरिक एसिड गरम करते हैं
च—स्तम्भ में हाइड्रोक्लोरिक एसिड।



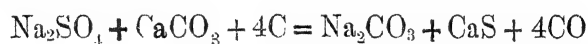
[हाइड्रोक्लोरिक एसिड क्योंकि नमक से इस प्रकार बनाया जाता है, इसीलिए इसे नमक का तेजाब कहते हैं। इसका उपयोग क्लोरीन और ब्लीचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण) बनाने में किया जाता है।]

इस विधि द्वारा प्राप्त सोडियम सल्फेट को “साल्टकेक” (salt cake) या “लवण रोटिका” कहते हैं।

दूसरा अंश—पहले अंश में प्राप्त साल्टकेक या लवण रोटिका को फिर पीसा जाता है, और इसमें उतनी ही खड़िया और आधा भाग कोयला और कोक मिलाया जाता है, और फिर इस मिश्रण को भ्रामक मिट्टी (rotatory furnace) में गलाते हैं। इस प्रतिक्रिया में सल्फेट अपचित होकर सल्फाइड बन जाता है। यह सल्फाइड खड़िया से प्रतिकृत होकर सोडियम कार्बोनेट और कैल्सियम सल्फाइड देता है।



अथवा



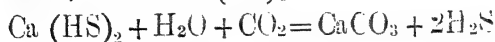
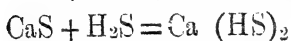
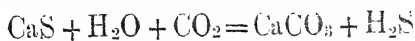
साल्टकेक खड़िया कोक

इस प्रकार जो मिश्रण प्राप्त होता है, उसे पानी से प्रभावित करते हैं। ऐसा करने पर सोडियम कार्बोनेट तो पानी में घुल जाता है और कैल्सियम सल्फाइड कीचड़ के रूप में बच जाता है। विलयन में से सोडियम कार्बोनेट का मणिभीकरण कर लेते हैं।

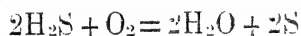
एक समय था कि कैल्सियम सल्फाइड का कीचड़ कारखानों के लिये वैसी ही जटिल समस्या था जैसे कि चीनी के कारखानों के लिए चोटा था। यह हम आगे बतावेंगे कि चान्स (Chance) नामक व्यक्ति ने इस कीचड़ से गंधक कैसे निकाला।

चान्स की विधि द्वारा क्षारीय कारखानों के कीचड़ से गन्धक प्राप्त करना—यह ऊपर कहा जा चुका है कि लीब्लांक विधि में कैल्सियम सल्-

फाइड के रूप में गंधक कीचड़ में फिक जाता था। चान्स की विधि में इस कीचड़ को लोहे के बेलनाकार पात्रों में रख कर चूने की भट्टियों में से निकले कार्बन द्विऑक्साइड को उसमें प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर निम्न प्रतिक्रियायें होती हैं—



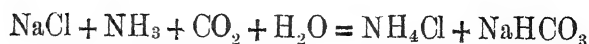
इस प्रकार कीचड़ का समस्त गंधक हाइड्रोजन सल्फाइड गैस बनकर बाहर निकलता है। इस गैस में हवा की यथोचित मात्रा मिलाई जाती है और फिर क्लौस (Claus.) भट्टी में जिसमें फेरिक ऑक्साइड होता है इस मिश्रण को प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर हाइड्रोजन सल्फाइड उपचित होकर गंधक बन जाता है। फेरिक ऑक्साइड इस प्रतिक्रिया में उत्प्रेरक का काम करता है—



क्लौस भट्टी को आरम्भ में तो गरम करना पड़ता है, पर बाद को प्रातिक्रिया में स्वयं इतनी गरमी निकलती है कि भट्टी बराबर गरम रहती है। इस विधि से प्राप्त गन्धक बहुत शुद्ध होता है, और गंधक के बौगिक तैयार करने में काम आता है।

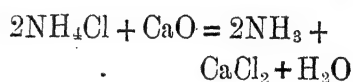
आज कल जब से सौलवे विधि का प्रचार बढ़ गया है लीब्लांक विधि से सोडियम कार्बोनेट नहीं बनाया जाता। लीब्लांक विधि का केवल पहला अंग काम करता है—अर्थात् इससे सोडियम सल्फेट और हाइड्रोजनक्लोरिक एसिड तैयार करते हैं। सोडियम सल्फेट के शुद्ध मणिम $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, ग्लौबर लवण (Glauber's Salt) कहलाते हैं, इसका उपयोग काँच, रंगसाजी और औषधियों में बहुत होता है।

सोडा बनाने की अमोनिया-सोडा अर्थात् सौलवे विधि—साधारण नमक से इस विधि द्वारा भी सोडा बनाया जाता है। इस विधि में साधारण नमक, चूने का पत्थर जिससे चूना और कार्बन द्विऑक्साइड मिलता है, और अमोनिया (जो कोल गैस के कारखानों से मिलती थी), इन तीन चीज़ों का विशेष उपयोग होता है। रासायनिक प्रतिक्रिया बड़ी सरल है। नमक के सान्द्र विलयन को पहले अमोनिया से और फिर कार्बन द्विऑक्साइड से धीरे धीरे से संयुक्त करते रहते हैं।



वस्तुतः अमोनिया की क्षारता के आधार पर ही कार्बोनेट आव सोडा में क्षारता आती है। इस प्रतिक्रिया में सोडियम बाइकार्बोनेट, जो कम विलेय है अवक्षिप्त हो जाता है, और अमोनियम क्लोराइड विलयन में रहता है।

अमोनियम क्लोराइड को चूने के पत्थर से निकले चूने के साथ प्रतिकृत करके अमोनिया फिर प्राप्त कर लेते हैं—



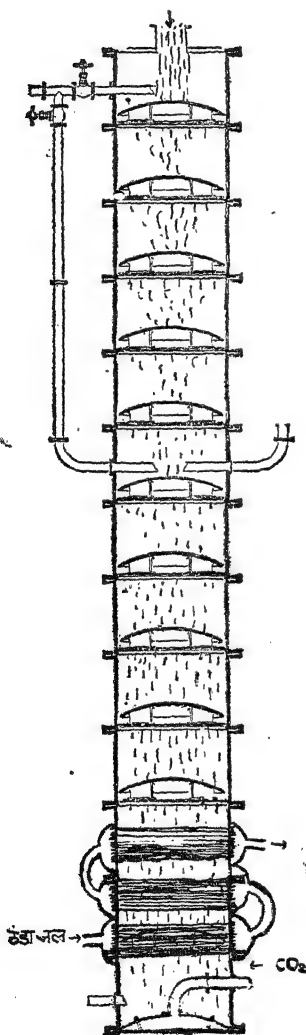
इस अमोनिया का फिर सोडियम बाइकार्बोनेट बनाने में उपयोग होता है। यह क्रम बराबर चलता रहता है।

सोडियम बाइकार्बोनेट के अवक्षेप को छान कर सुखा लेते हैं। अब इसे यदि भट्टी में गरम किया जाय तो यह सोडियम कार्बोनेट में परिणत हो जाता है—



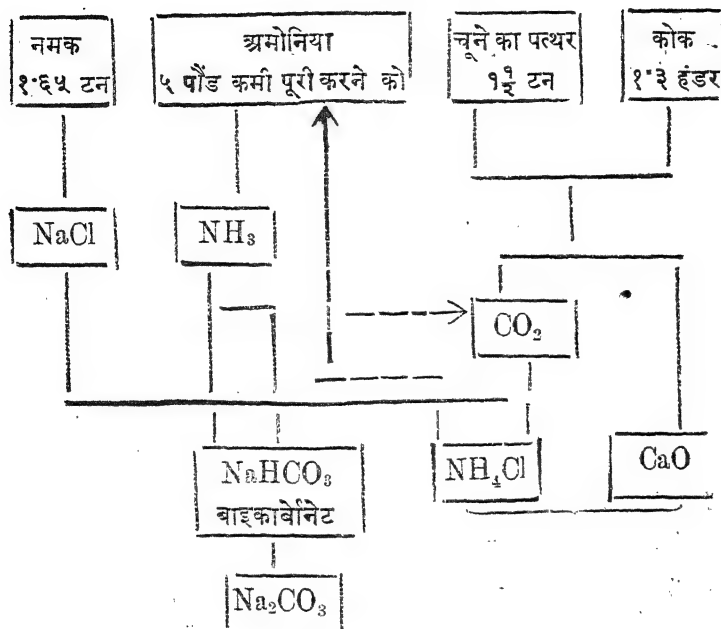
प्रतिक्रिया में निकले कार्बन डिऑक्साइड का फिर उपयोग कर लेते हैं। इस प्रकार सौलवे (Salvay) विधि में भी प्रतिक्रियाओं का चक्र निरन्तर चलता रहता है।

वस्तुतः यदि देखा जाय, तो स्पष्ट है कि चूने के पत्थर से निकले चूने की क्षारता के आधार पर अमोनिया की क्षारता प्राप्त होती है, और इसकी क्षारता ही सोडियम बाइकार्बोनेट और



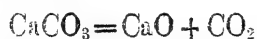
चित्र ५४—कार्बोनेटकारक स्तम्भ फिर कार्बोनेट को क्षारता देती है।

सौलवे विधि का चित्रण

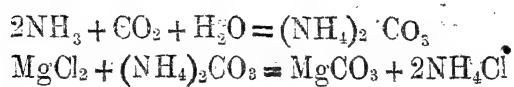


सौलवे के विधि वस्तुतः ६ भागों में पूरी होती है—

(१) चूने के पत्थर को भट्टी में गरम करके चूना और कार्बन डाइऑक्साइड बनाते हैं—

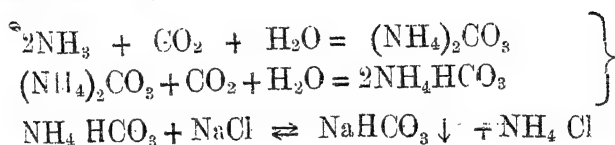


(२) संतृप्तिकरण के हौज में ३० प्रतिशत नमक का विलयन लिया जाता है। अमोनिया के एक भभके से अमोनिया नीचे से ऊपर को शोषण स्तम्भ में उठती है, और नमक का विलयन ऊपर से नीचे को गिरता है। स्तम्भ के बीच में छेददार खाने होते हैं। पुनरोत्पादक यंत्रों से आयी हुई अमोनिया में थोड़ा कार्बन डाइऑक्साइड भी होता है। यदि नमक के विलयन में कैल्सियम या मैग्नीशियम लवणों की अशुद्धियाँ हों तो वे अवक्षिप्त हो जाती हैं—



साफ द्रव ही कार्बोनेटकारक स्तम्भ में पहुँचता है।

(३) कार्बोनेटीकरण—यह कार्बोनेटकारक स्तम्भ में होता है (चित्र ५४)। यह स्तम्भ ६ फुट व्यास का और ७०-६० फुट ऊँचाई का होता है। इसमें बहुत से आवरण होते हैं। प्रत्येक आवरण लोहे के ब्लोट का होता है जिसके बीच में छेद होता है और छेद के ऊपर छेददार एक गोल मुड़ा ब्लोट और ढका होता है। स्तम्भ में नीचे से ऊपर को कार्बन डिऑक्साइड गैस चढ़ती है। अमोनियक नमक का विलयन ऊपर से नीचे को गिरता है। यहाँ निम्न प्रतिक्रिया होती है—



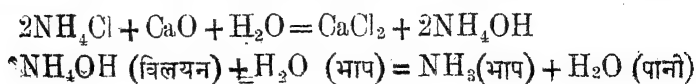
सोडियम क्लोराइड इस प्रकार सोडियम बाइकार्बोनेट में परिणत हो जाता है, जो कम विलेय होने के कारण अवक्षिप्त हो जाता है।

(४) रोटेरी फिल्टर में पृथक् करना—गाढ़े दूध के समान द्रव को घूमते हुए शून्य-फिल्टरों (छत्रों) में भेजा जाता है। सोडियम बाइकार्बोनेट तो कपड़े के छत्रों (फिल्टरों) पर रह जाता है जिन्हें चाकू के फलों से अलग कर लेते हैं। शेष द्रव में अमोनियम क्लोराइड होता है। इसे अमोनिया-पुनरुत्पादक स्तम्भ में भेज देते हैं।

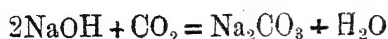
(५) सोडियम बाइकार्बोनेट को आग से तपा कर कार्बोनेट में परिणत करते हैं। यह काम विशेष बेलनाकार पात्रों में होता है।



(६) पहले भाग में उत्पन्न चूने (CaO) के साथ अमोनियम क्लोराइड के विलयन को मिलाते हैं। इस प्रकार अमोनिया का विलयन मिलता है। इसे एक स्तम्भ में (जो कार्बोनेटकारक स्तम्भ का सा ही होता है) ऊपर से नीचे को टपकाते हैं। नीचे से ऊपर को तप्त भाप प्रवाहित की जाती है। इसकी गरमी से अमोनिया गैस वाष्प बन कर विलयन से बाहर निकल आती है। इसका उपयोग अमोनिया शोषकों में फिर किया जाता है—



विद्युत् विच्छेदन से प्राप्त कार्बिक सोडा से सोडा बनाना—यह कहा जा चुका है कि सोडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से कार्बिक सोडा बनता है। आजकल बहुधा इस कार्बिक सोडा में कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित करके सोडियम बाइकार्बोनेट बना लेते हैं—



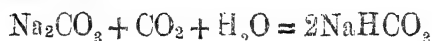
सोडियम कार्बोनेट के गुण—सोडियम कार्बोनेट या तो निर्जल रूप में या एक-हाइड्रेट या दश-हाइड्रेट के रूप में पाया जाता है। इसके दो सप्तहाइड्रेट भी होते हैं, जिनमें से एक अस्थायी है और दूसरा केवल ३०° और ३७.५° के बीच में स्थायी है। निर्जल कार्बोनेट श्वेत ठोस पदार्थ है जो रक्तताप पर (८५.०° के निकट) पिघलता है। पानी डालने से यह गरम हो उठता है और एक-हाइड्रेट बनता है। यदि ३२.०° के नीचे के तापक्रम पर सामान्य रीति से इसका मणिभीकरण किया जाय तो दशहाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, के मणिभ प्राप्त होते हैं जिन्हें सोडा मणिभ या धोने का सोडा कहते हैं। ये मणिभ बड़े बड़े और पारदर्शक होते हैं। यह लवण पुष्पण प्रदर्शित करता है, हवा में रख छोड़ने पर इसका पानी सूखने लगता है और यह एक-हाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ में परिणत हो जाता है। बहुत देर हवा में खुला पड़ा रहे तो कुछ बाइकार्बोनेट भी बन जाता है। यदि दश-हाइड्रेट को गरम किया जाय तो यह ३५° पर पिघलता है, और अधिक गरम करने पर एक-हाइड्रेट में बदल जाता है।

सप्त हाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —इसे बनाने की विधि इस प्रकार है—४० भाग दश-हाइड्रेट और ८-१० भाग पानी मिलकर कुप्पी में उवालो जब तक कि सब न घुल जाय, और एक-हाइड्रेट का जमना बन्द न हो जाय। कुप्पी में से काँच की दो नलियाँ लगा हुआ कार्क कसो। लवण के ऊपर एलकोहल डालो। जैसे जैसे एलकोहल लवण में घुसेगा, आयताकार मणिभ जमने लगेंगे जो सप्तहाइड्रेट के हैं। ये मणिभ ३०°-६७.५° तापक्रम की सीमा में ही स्थायी हैं।

सोडियम कार्बोनेट के क्षारीय गुणों का रसायन शास्त्र में बहुत उपयोग होता है। यथा स्थान उनका उल्लेख होगा।

सोडियम बाइकार्बोनेट, NaHCO_3 —यह कहा जा चुका है कि सौल्वे विधि द्वारा पहले बाइकार्बोनेट ही बनता है। पर लगभग यह सभी

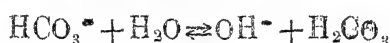
कार्बोनेट में परिणत कर लिया जाता है। सोडियम कार्बोनेट के नम मणिभ पर या उसके सान्द्र विलयन में यदि कार्बन ट्राइऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाय तो बाइकार्बोनेट का अवक्षेप आवेगा क्योंकि यह कार्बोनेट की अपेक्षा बहुत कम विलेय है—



इसे ठंडे पानी से धोया जा सकता है, और फिर सुखा लिया जाता है। इसके मणिभ श्वेत रंग के होते हैं, जिनका स्वाद मज्जेदार होता है, इसलिए खाने के काम आता है। १०० ग्राम पानी में १०° पर यह ८.२ ग्राम विलेय है। १००° तक गरम करने पर यह विभाजित होने लगता है, और पूर्णतः कार्बोनेट में परिणत किया जा सकता है।



शुद्ध सोडियम बाइकार्बोनेट का विलयन फीनोलथैलीन के साथ लाल रंग नहीं देता (कार्बोनेट का विलयन लाल रंग देता है)। पर मेथिल ऑरेंज के प्रति इसकी थोड़ी सी क्षारता है। यह विचित्र बात है कि यह क्षारता लिए हुए एक ऐसिड लवण है। पानी में बाइकार्बोनेट आयन का उदविच्छेदन कुछ अंश तक इस प्रकार होता है।



यदि इसके विलयन को उबाला जाय तो इसीलिये कार्बन ट्राइऑक्साइड के बुदबुदे निकलने लगते हैं—



बहुत देर तक उबालने पर बाइकार्बोनेट का विलयन लगभग पूर्णतः कार्बोनेट के विलयन में परिणत हो जाता है। (फीनोलथैलीन डाल कर इस की जाँच की जा सकती है)।

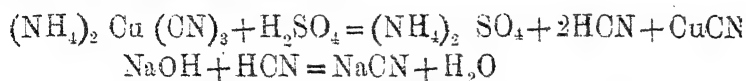
सोडियम सेसक्वि-कार्बोनेट, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —

यह कार्बोनेट और बाइकार्बोनेट का समाणु मिश्रण है। यदि दोनों की समाणु मात्रा मिला कर गरम पानी में बोल कर ३५° तक ठंडी की जाय तो सोडियम सेसक्वि-कार्बोनेट (एकार्ध कार्बोनेट) के एकान्त मणिभ प्राप्त होते हैं। प्रकृति में जो ट्रोना मिलता है वह यही है। इन रवों में न प्रस्वेदन होता है और न पुष्पण। बृटिश ईस्ट एफरीका के मागधी स्थानों में इनका अच्छा भंडार है।

सोडियम सायनाइड, Na CN—(१) सोडियम सायनाइड हाइड्रो सायनिक एसिड को कार्बिक सोडा में शिथिल करके बनाया जा सकता है। कोल गैस में बहुधा यह हाइड्रोसायनिक एसिड होता है, और इसमें अमोनिया भी होती है। दोनों के मिश्रण को बहुधा ताँबे के लवणों के विलयन में सोखा जाता है। ऐसा करने पर अमोनियम क्यूप्रोसायनाइड बनता है—



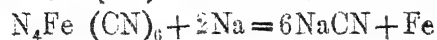
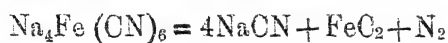
इस संकीर्ण लवण को यदि इसके सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा प्रतिकृत किया जाय तो हाइड्रोसायनिक एसिड फिर निकलेगा जिसे कार्बिक सोडा के विलयन से सोखा जा सकता है—



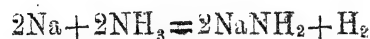
क्यूप्रस सायनाइड, Cu CN, अविलेय पदार्थ है। इसे छान कर फिर हाइड्रोसायनिक एसिड के शोषण में काम ला सकते हैं।



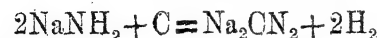
(२) सोडियम फेरोसायनाइड को अकेले अथवा सोडियम के साथ गरम करके भी सोडियम सायनाइड बना सकते हैं—



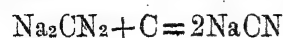
(३) आजकल अधिकांश सोडियम सायनाइड सोडामाइड, NaNH₂, को कार्बन के साथ तपकर बनाते हैं। सोडामाइड बनाने के लिए सोडियम धातु को गलाते हैं और ३००°-४००° तापक्रम पर अमोनिया के संसर्ग में लाते हैं—



इस सोडामाइड को फिर रक्त-रक्त कोयले पर छोड़ते हैं—



प्रतिक्रिया में पहले तो सोडियम सायनेमाइड, Na₂CN₂, बनता है, यह बाद में कुछ और कार्बन से प्रतिकृत होकर सोडियम सायनाइड देता है—



(४) थोड़ा सा मामूली सोडियम सायनाइड कैल्सियम सायनेमाइड (अर्थात् नाइट्रोलिम) को नमक या सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाकर भी बनाते हैं—

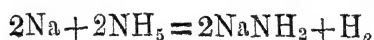


सोडियम सायनाइड श्वेत पदार्थ है और परम विषैला है। पानी में इसका विलयन थोड़ा सा उदविच्छेदित हो जाता है जिससे विलयन में हाइड्रोसायनिक ऐसिड की गन्ध आती रहती है—



इसका उपयोग सोने की धातु-प्रक्रिया में बहुत होता है।

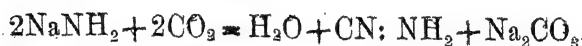
सोडामाइड, NaNH_2 —इसका उल्लेख ऊपर आ चुका है। गेलूसाक (Gay Lussac) और थेनार्ड (Thenard) ने शुष्क अमोनिया और सोडियम के 300° पर संघर्ष से इसे तैयार किया था—



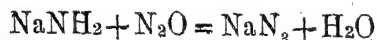
सोडामाइड तो श्वेत मोम ऐसा होता है, पर मामूली पदार्थ में कुछ हरा सा रंग होता है। यह गरम करने पर 210° पर पिघलता है। पानी के संसर्ग से कास्टिक सोडा और अमोनिया देता है—



कार्बन डिऑक्साइड के प्रवाह में गरम किये जाने पर सायनेमाइड और कार्बोनेट देता है—

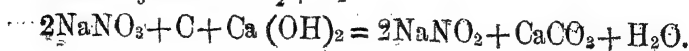
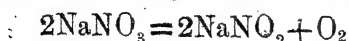


नाइट्रस ऑक्साइड के प्रवाह में गरम होने पर सोडियम ऐज़ाइड देता है—



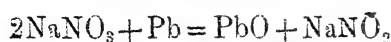
सोडियम नाइट्राइड, NaN_3 —लीथियम नाइट्राइड के समान नहीं पाया जाता।

सोडियम नाइट्राइट NaNO_2 —(१) यह अधिकतर सोडियम नाइट्रेट को कार्बन और चूने के साथ गरम करके बनाया जाता है।



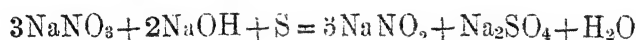
चूने के प्रयोग से कार्बन डिऑक्साइड जैसे ही बनती है वैसे ही सोखती जाती है।

(२) कोयले और चूने के स्थान में सीसा या लोहे से भी सोडियम नाइट्रेट का अपचयन किया जा सकता है—



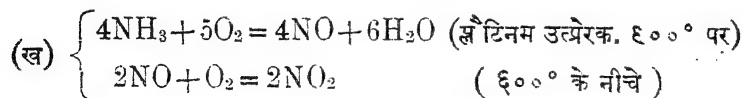
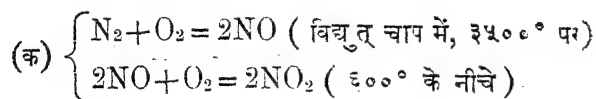
ढलवाँ लोहे के कड़ाहों में सीसा और शोरे को 400° तक गरम करते हैं। गलित पदार्थ को फिर पानी द्वारा खलभलाया जाता है। लेड ऑक्साइड का कीचड़ नीचे बैठ जाता है। विलयन को छान लेते हैं, और उड़ा कर सुखा लेते हैं। इस विधि में केवल यह अवगुण है कि सीसा का विष कुछ अंश तक नाइट्राइट से मिल जाता है।

(३) सोडियम नाइट्रेट और कार्बोनेट सोडा के मिश्रण को गलाते हैं और फिर इसमें पिसा हुआ गन्धक थोड़ा थोड़ा करके डालते हैं। विस्फोट के साथ प्रतिक्रिया आरंभ होती है—



प्रतिक्रिया समाप्त होने के अनन्तर गलित पदार्थ को पानी द्वारा खलभला कर विलयन को अलग कर लेते हैं। इसे सुखाकर सोडियम नाइट्राइट के रवे प्राप्त कर लिये जाते हैं।

(४) आधुनिक विधि में वायुमंडल के नाइट्रोजन अथवा अमोनिया का विद्युत् उपचयन किया जाता है। विद्युत् चिनगारियों की उपस्थिति में ये दोनों पदार्थ ऑक्सीजन से संयुक्त हो जाते हैं, और नाइट्रोजन के ऑक्साइड बनते हैं—



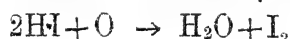
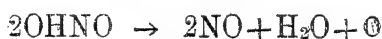
नाइट्रिक ऑक्साइड और नाइट्रोजन परॉक्साइड को कार्बोनेट सोडा के विलयन में सोख लेने पर सोडियम नाइट्राइट बन जाता है।



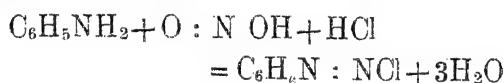
शुद्ध सोडियम नाइट्राइट के सफेद रवे होते हैं, पर बहुधा इनमें हलका पीला रंग भी रहता है। यह पानी में बहुत विलेय है, 15° पर 100 ग्राम पानी 23.3 ग्राम घुलता है।

सोडियम नाइट्राइट में नाइट्रस एसिड के उपचायक (ऑक्सिकारक), अपचायक (अवकारक) दोनों प्रकार के गुण होते हैं। यह पोटैसियम पर-मैंगनेट के विलयन को नीरंग कर देता है और पोटैसियम द्विक्रोमेट का विलयन भी अपचित करता है। नाइट्राइटों का परमैंगनेट से अनुमापन (titration) किया जा सकता है।

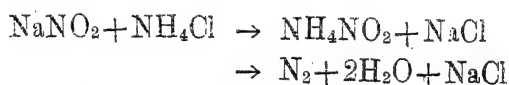
पोटैसियम आयोडाइड के अम्लीय विलयन से यह आयोडीन मुक्त कर देता है। इससे इसके उपचायक गुण स्पष्ट हैं—



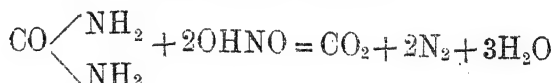
सोडियम नाइट्राइट का उपयोग ऐज़ो रंगों के बनाने में बहुत किया जाता है। यह ऐरोमेटिक ऐमिनो को डायज़ोटाइज़ कर देता है—



सोडियम नाइट्राइट को अमोनियम लवणों के साथ गरम करने पर नाइट्रोजन निकलता है—



यूरिया के साथ भी ऐसी ही प्रतिक्रिया होती है—



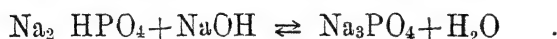
सोडियम नाइट्रेट या चिली का शोरा, NaNO_3 —दक्षिणी अमेरिका के वर्षारहित चिली प्रदेश में इस शोरे का बहुत बड़ा भंडार है। यह कहना कठिन है कि वहाँ यह शोरा कैसे आया (हमारे देश का कलमी शोरा पोटैसियम नाइट्रेट होता है)। सम्भवतः समुद्री नरकुलों के नष्ट भ्रष्ट होने पर यह बना हो। लगभग $66,000$ वर्ग मील के घेरे में यह भंडार है। इसमें 30 से 60% तक मिट्टी है। ऐसा अनुमान किया जाता है कि यदि दुनिया में

शोरे की खपत इसी प्रकार रही तो २५० वर्षों तक चिली प्रदेश अकेला यह शोरा दे सकता है। ३० लाख टन के लगभग प्रतिवर्ष यहाँ से शोरा भिन्न भिन्न देशों को जाता है। भारत में कलमी शोरे का व्यवहार इसके आगे फीका पड़ गया है। चिली देश की शोरे की भूमि की ऊपरी दृढ़ तह को कोस्ट्रा (Costra) कहते हैं और नीचे की मुलायम तह को कैलीचे (Caliche)। कोस्ट्रा में होकर कैलीचे तक स्थान स्थान पर सुराख कर दिये जाते हैं जिसमें विस्फोटक पदार्थ भर देते हैं। विस्फोट होने पर ऊपर की दृढ़ तह और कैलीचे तह दोनों टूट जाती हैं। कैलीचे के टुकड़ों में ही सोडियम नाइट्रेट अधिक होता है। इसे ऑफिसिना (officina) नामक कारखानों में भेजा जाता है जहाँ ये पीसे जाते हैं और फिर हौज़ों में पानी के साथ ये खलभलाये जाते हैं। इन हौज़ों को भाप से गरम किया जाता है। मिट्टी नीचे बैठ जाती है और साफ विलयन मणिभ जमाने के हौज़ों में भेज दिया जाता है। मणिभ जम जाने पर पृथक् कर लिये जाते हैं; इन्हें धूप में सुखा लिया जाता है।

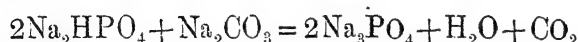
इसके श्वेत और क्रिष्णमात्र जलग्राही मणिभ होते हैं जो पानी में विलेय हैं, २०° पर १०० ग्राम पानी में ८८ ग्राम और १००° पर १७५.५ ग्राम इसका प्रयोग खाद में विशेष रूप से होता है। यह सोडियम नाइट्राइट, नाइट्रिक एसिड और पोटैशियम नाइट्रेट बनाने के भी काम में आता है।

सोडियम फॉस्फेट—सोडियम के कई प्रकार के फॉस्फेट काम में आते हैं।

सामान्य सोडियम फॉस्फेट, Na_3PO_4 —द्विसोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट में यदि कास्टिकसोडा की यथोचित मात्रा मिलाई जाय तो यह बनता है। इस प्रकार बना फॉस्फेट आर्द्र या सजल अवस्था में होता है—



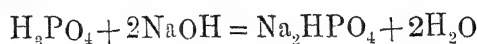
यदि निर्जल बनाना हो तो इसी फॉस्फेट को सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाना चाहिये—



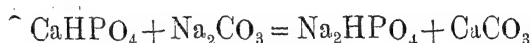
सोडियम फॉस्फेट (सामान्य) के विलयन प्रबल क्षारता प्रकट करते हैं—फीनोलथैलीन से गहरा लाल रंग देते हैं। इसका कारण यह है कि विलयन में ये उदविच्छेदित बहुत होते हैं।



साधारण सोडियम फॉस्फेट या द्वि सोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट — $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ —फॉस्फोरिक एसिड को कास्टिक सोडा द्वारा फीनोल-थैलीन की विद्यमानता में ठीक ठीक शिथिल करने पर यह बनता है (बहुत हलका गुलाबी रंग होना चाहिये)।



हड्डियों का कैल्सियम फॉस्फेट भी इसी फॉस्फेट की जाति का होता है। इसे यदि सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाया जाय तो द्विसोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट बनेगा—



इसके श्वेत मणिम १०० ग्राम पानी में १०° पर ३.५ ग्राम, पर १००° पर १०२ ग्राम घुलते हैं। इसके कई हाइड्रेट पाये जाते हैं, जिनमें से द्वादशीहाइड्रेट मुख्य है। इसको यदि गरम किया जाय तो यह सोडियम पायरोफॉस्फेट, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$, देगा।

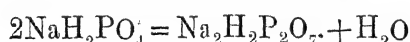


फीनोलथैलीन के प्रति यह अम्ल है ($\text{pH} = 4.5$), पर मैथिल ऑरेंज के प्रति क्षारीय। यह दवाओं में हलके रेचक के काम आता है।

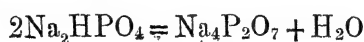
सोडियम द्विहाइड्रोजन फॉस्फेट, NaH_2PO_4 —द्विसोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट और फॉस्फोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से यह बनता है। दोनों की यथोचित मात्राएँ मिलानी चाहिये—



इसका विलयन अम्लीय होता है, फीनोलथैलीन और मैथिल ऑरेंज से अम्लीय प्रतीत होगा। इसे यदि सावधानी से गरम किया जाय तो सोडियम हाइड्रोजन पायरोफॉस्फेट बनेगा—

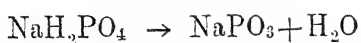


सोडियम पायरोफॉस्फेट, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ —जैसा कहा जा चुका है, यह साधारण फॉस्फेट को गरम करने से बनता है—काँच के समान इसका फूला बन जाता है—



पानी में घोल कर इसका मणिभीकरण करने पर दश-हाइड्रेट वाले मणिभ मिलते हैं।

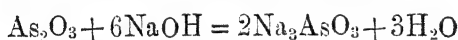
सोडियम मेटाफॉस्फेट, $(\text{NaPO}_3)_4$ —जब द्विहाइड्रोजन सोडियम फॉस्फेट अथवा माइक्रोकास्मिक लवण (सोडियम अमोनियम हाइड्रोजन फॉस्फेट) गरम करके गलाया जाता है तो जो फुल्ली बनती है वह षष्ठ-सोडियम मेटाफॉस्फेट, $(\text{NaPO}_3)_6$, है।



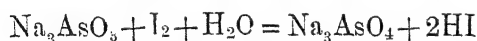
यदि गले द्रव्य को शीघ्र ही ठंडा कर दिया जाय तो जो पदार्थ मिलता है वह पानी में विलेय है। यदि माइक्रोकास्मिक लवण को 334° तक गरम करें, तो अविलेय चूर्ण प्राप्त होता है। यह भी मेटाफॉस्फेट का अनिश्रित गुणित रूप है।

सोडियम आर्सिनेट—फॉस्फेटों के समान ही सोडियम कई प्रकार के आर्सिनेट देता है। सामान्य लवण, $\text{Na}_3\text{AsO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, पानी में २७% विलेय है, द्विसोडियम आर्सिनेट, $\text{Na}_2\text{HAsO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, पानी में ५५% विलेय है और द्विहाइड्रोजन आर्सिनेट $\text{NaH}_2\text{AsO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ पानी में बहुत ही विलेय है।

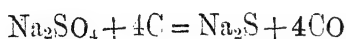
आर्सिनेट बनाने के लिये ऑर्सीनिअस ऑक्साइड से आरंभ करना चाहिये। क्षार के विलयन में यह आर्सिनाइट देगा।



आर्सिनाइट को सोडियम नाइट्रेट के साथ गलाया जाय, या इसके विलयन को आयोडीन से प्रतिकृत किया जाय, तो आसीनेट बन जायगा—



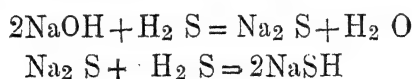
सोडियम सल्फाइड, $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ —सोडियम सल्फाइड व्यापारिक मात्रा में सोडियम सल्फेट को कोयले के साथ अपचित (अवकृत) करके बनाया जाता है—



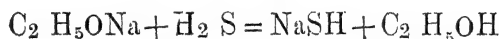
इस काम के लिये घूमती हुई भट्टियों का प्रयोग होता है। ये भट्टियाँ २५ फुट लंबी और १२३ फुट व्यास की होती हैं और इनमें ६ टन सोडियम सल्फेट और ४ टन कोयला भरा जाता है। भट्टी को घुमाया जाता

है। नीचे जो गैसों के जलने से बनी आग धधकती रहती है, उससे भट्टी का मसाला गल जाता है, और कार्बन एक्साइड बाहर निकल जाता है, और अधिक गरम करने पर गला हुआ द्रव्य फिर गाढ़ा पड़ जाता है। इसी समय इसे निकाल कर पानी के साथ खलभलाते हैं। पानी में सोडियम सल्फाइड घुल जाता है। विलयन को सुखा कर इसमें से सल्फाइड के मणिभ ($\text{Na}_2 \text{S} \cdot 9\text{H}_2 \text{O}$) प्राप्त कर लेते हैं। इन मणिभों में ३० प्रतिशत निर्जल सल्फाइड होता है। सोडियम सल्फाइड का प्रयोग रंग व्यवसाय में और चमड़ों के कारखानों में बाल हटाने के लिए बहुत होता है।

सोडियम हाइड्रोसल्फाइड, NaSH .— यदि सोडियम हाइड्रॉक्साइड के विलयन को हाइड्रोजन सल्फाइड गैस से संतृप्त किया जाय तो विलयन में सोडियम हाइड्रोसल्फाइड बनता है—



यदि ठोस हाइड्रोसल्फाइड बनाना हो तो सोडियम एथॉक्साइड पर हाइड्रोजन सल्फाइड की प्रतिक्रिया करनी चाहिये—

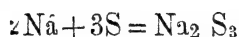


इस मिश्रण विलयन में यदि ईथर डाल दिया जाय तो हाइड्रोसल्फाइड अवक्षिप्त हो जायगा। यह श्वेत जल-ग्राही पदार्थ है। गुणों में यह सोडियम सल्फाइड का सा ही है। गरम करने पर यह सोडियम सल्फाइड में ही परिणत हो जाता है—

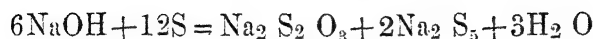


सोडियम के अन्य सल्फाइड—सोडियम के कई सल्फाइड (लगभग ६) ज्ञात हैं जिनका सूत्र $\text{Na}_2 \text{S}_n$ है (n का मान २ से ५ तक है)। इनमें बहुत से तो पंच-सल्फाइड और एक-सल्फाइड के मिश्रण हैं।

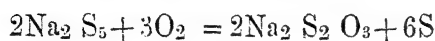
यदि सोडियम धातु को गन्धक के साथ गलाया जाय तो त्रिसल्फाइड बनता है—



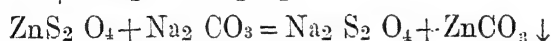
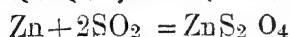
यदि गन्धक को कास्टिक सोडा के विलयन में उबाला जाय तो हाइड्रो और पंच-सल्फाइड बनेगा—



सोडियम सल्फाइड, Na_2S , को गन्धक के साथ गलाने पर भी पंच-सल्फाइड बनता है। ये सब सल्फाइड पीले रंग के होते हैं। हवा में खुले रहने पर सोडियम थायोसल्फेट और गन्धक में परिणत हो जाते हैं—

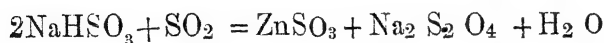


सोडियम हाइड्रोसल्फाइड, $\text{Na}_2 \text{S}_2 \text{O}_4$ — हाइड्रोसल्फ्यूरस एसिड जिसे हाइपोसल्फ्यूरस एसिड भी कहते हैं, और जो $\text{H}_2 \text{S}_2 \text{O}_4$ है, केवल विलयन में ही पाया जाता है। यह अति प्रबल उपचायक पदार्थ है। इसका सोडियम लवण, $\text{Na}_2 \text{S}_2 \text{O}_4$ रंग के व्यवसाय और चीनी के कारखानों में इस कारण बहुत प्रयुक्त होता है। इसे बनाने के लिये ६७ प्रतिशत शुद्ध जस्ते का चूर्ण पानी में छितराया जाता है, और गन्धक द्विऑक्साइड गैस इसमें बराबर प्रवाहित की जाती है,—विलयन को बराबर दारते रहते हैं। प्रतिक्रिया का तापक्रम 30° पर स्थिर रक्खा जाता है। धीरे धीरे मिश्रण विलयन स्वच्छ होने लगता है, और जस्ता हाइड्रोसल्फाइड बनकर पानी में घुल जाता है। इस विलयन में यदि सोडियम कार्बोनेट का विलयन डाला जाय तो ज़िक्र कार्बोनेट अवक्षिप्त हो जाता है और सोडियम हाइड्रोसल्फाइड विलयन में रहता है। छान कर इस विलयन को अलग कर लेते हैं—

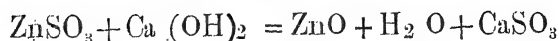


विलयन को सुखाकर इसमें से सोडियम हाइड्रोसल्फाइड के मणिम, $\text{Na}_2 \text{S}_2 \text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2 \text{O}$, प्राप्त कर लिये जाते हैं। यदि तापक्रम 53° तक कर दिया जाय तो इसका पानी निकल जाता है, और निर्जल पदार्थ का महीन चूर्ण प्राप्त होता है जिसे एल्कोहल से धोकर शून्य कन्दु (oven) पर सुखाया जा सकता है।

सोडियम हाइड्रोसल्फाइड बनाने की दूसरी विधि इस प्रकार है— सोडियम वाइसल्फाइड के सान्द्र विलयन को जस्ते के महीन चूरे से अपचित करो, विलयन में गन्धक द्विऑक्साइड का यथोचित प्रवाह जारी रखो—

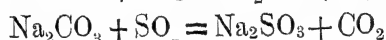
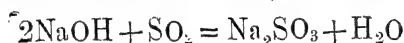


मिश्रण विलयन में चूने का पानी (बुझा चूना) छोड़ो, ऐसा करने पर जस्ता ऑक्साइड बन कर अवक्षिप्त हो जायगा।



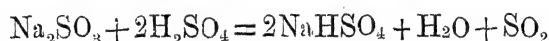
अवक्षेप को छान कर अलग कर लो। विलयन को साधारण नमक से संतृप्त करो। ऐसा करने पर सोडियम हाइड्रोसलफाइट के मणिभ मिल जायेंगे।

सोडियम सलफाइट, $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —यदि गन्धक द्विऑक्साइड गैस को कास्टिक सोडा के विलयन या सोडियम कार्बोनेट के विलयन अथवा निर्जल सोडियम कार्बोनेट में होकर प्रवाहित किया जाय (जब तक कि विलयन शिथिल न हो जाय), तो सोडियम सलफाइट मिलेगा—



सोडियम सलफाइट के मणिभ एकानतात् न् नीरंग होते हैं जो 10.5° पर 100 ग्राम पानी में 20 ग्राम घुलते हैं।

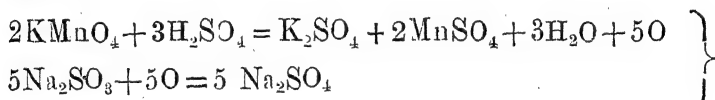
इनमें अम्ल छोड़ने से गन्धक द्विऑक्साइड गैस निकलने लगती है—



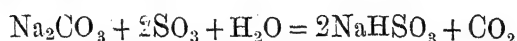
ऑक्सीकारक पदार्थों के संसर्ग में आकर ये सल्फेट में परिणत हो जाते हैं।



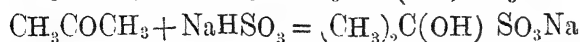
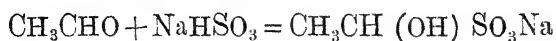
परमैंगनेट के विलयन को सलफाइट का अम्लीय विलयन नीरंग कर देता है—



सोडियम बाइसलफाइट, NaHSO_3 , या सोडियम हाइड्रोजन सलफाइट—यदि सोडियम कार्बोनेट के विलयन को गन्धक द्विऑक्साइड से संतृप्त किया जाय, तो सोडियम बाइसलफाइट बनता है (विलयन के स्थान पर सोडियम कार्बोनेट के दश-हाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, मणिभ लिये जा सकते हैं)।

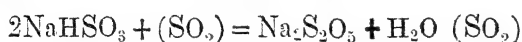


यह एलडीहाइड और कीटोनों के साथ बाइसलफाइट यौगिक देता है—



ऐसिडों के संसर्ग से सोडियम बाइसल्फाइट गन्धक द्विऑक्साइड देता है।

सोडियम मेटाबाइसल्फाइट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ —बाज़ार में जो ठोस सोडियम बाइसल्फाइट मिलता है उसमें अधिकांश भाग मेटाबाइसल्फाइट का होता है। यदि सोडियम बाइसल्फाइट के विलयन में गन्धक द्विऑक्साइड की मात्रा अधिक प्रवाहित की जाय और साथ ही साथ विलयन को सुखाया भी जाय, तो मेटाबाइसल्फाइट के मणिम मिलेंगे—

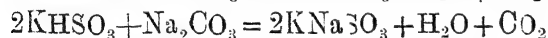
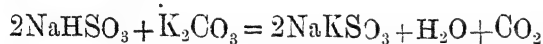


सोडियम मेटाबाइसल्फाइट वस्तुतः सोडियम सल्फाइट और गन्धक द्विऑक्साइड का मिश्रण है—

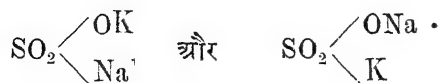


पायरोगैलोल और हाइड्रोक्विनोन के उपचयन (ऑक्सीकरण) को मन्द करने के लिये सोडियम मेटाबाइसल्फाइट का उपयोग फोटोग्राफी के डेवलेपरों में किया जाता है। मेटाबाइसल्फाइट के विलयन में गोंद और रालें बुल जाती हैं, पर लकड़ी की सेल्यूलोज़िक लुगदी पर बुरा प्रभाव नहीं पड़ता। इसलिये इसका उपयोग कागज़ के कारखानों में भी होता है।

सोडियम पोटैसियम सल्फाइट, NaKSO_3 —यह दो प्रकार से बन सकता है—(१) सोडियम हाइड्रोजन सल्फाइट और पोटैसियम कार्बोनेट की प्रतिक्रिया से, (२) पोटैसियम हाइड्रोजन सल्फाइट और सोडियम कार्बोनेट की प्रतिक्रिया से—

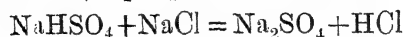
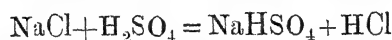


पहले कुछ व्यक्तियों की यह धारणा थी कि दो प्रकार से बने पदार्थ परस्पर भिन्न हैं—



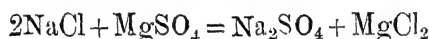
पर यह धारणा निर्मूल मालूम होती है।

सोडियम सल्फेट, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (ग्लौबर लवण)—यह पदार्थ सोडियम क्लोराइड और सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से हाइड्रोक्लोरिक एसिड के व्यवसाय में अथवा लीब्लांक विधि में बनता है—

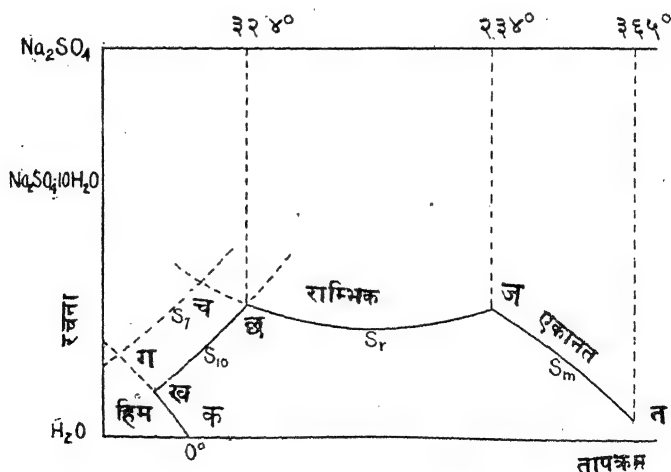


सोडियम सल्फेट का दश-हाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, जो ग्लौबर लवण कहलाता है अधिक स्थायी और प्रसिद्ध है। इसका एक हाइड्रेट, सप्तहाइड्रेट, अस्थायी है। सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट और नमक को साथ-साथ 500° तक गरम करने पर निर्जल सोडियम सल्फेट बनता है। स्टैसफर्ट के भंडार से भी यह प्राप्त किया जाता है।

खनिज कार्नेलाइट की अभिलेख मिट्टी में कीज़ेराइट (Kieserite) के रूप में मैग्नीशियम सल्फेट होता है। इस मिट्टी को पानी में घोलते हैं, और फिर इसमें नमक छोड़ते हैं। प्रतिक्रिया द्वारा सोडियम सल्फेट बनता है—



विलयन का मणिभीकरण करने पर $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, के रवे पहले प्राप्त होते हैं, क्योंकि ठंडे पानी में साथ के अन्य लवणों की अपेक्षा यह कम विलेय है।



चित्र ५५—सोडियम सल्फेट

निर्जल सोडियम सल्फेट श्वेत ठोस पदार्थ है, जो गरम करने पर भी परिवर्तित नहीं होता। 32.8° से नीचे तापक्रम पर यह पानी से संयुक्त होकर दश-हाइड्रेट बनाता है, पर इस तापक्रम के ऊपर पानी फिर वियुक्त हो जाता है और निर्जल लवण ही मिलता है। साथ दिये हुए वक्र में (चित्र ५५) सोडियम सल्फेट और उसके हाइड्रेटों की विलेयतायें दी गयी हैं।

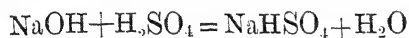
दश-हाइड्रेट के लंबे नीरंग रवे होते हैं, यह आसानी से “अति-संतृप्त” विलयन बनाता है। इस अतिसंतृप्त विलयन को 5° तक ठंडा किया जाय तो सप्तहाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के रवे मिलेंगे। सप्तहाइड्रेट दश-हाइड्रेट की उपस्थिति में सर्वथा अस्थायी है।

सोडियम सल्फेट का उपयोग औद्योगिकों में (हलके रेशम के रूप में), और द्रावण मिश्रण में, एवं काँच के कारखानों में होता है। भूरे कागज की लुगदी बनाने में भी, जिससे क्रेफ्ट-पेपर बनता है, सोडियम सल्फेट का उपयोग होता है।

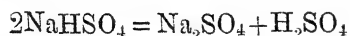
सोडियम ऐसिड सल्फेट या सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट, NaHSO_4 —सल्फ्यूरिक ऐसिड को नमक या शोरे के साथ गरम करने पर यह बनता है—



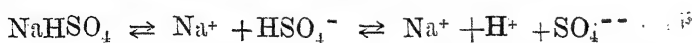
कास्टिक सोडा में सल्फ्यूरिक ऐसिड की उचित मात्रा मिला कर भी यह बनाया जा सकता है—



इसके मणिभों में पानी का एक अणु होता है। निर्जल अवस्था में भी तैयार किया जाता है। यदि 300° तक गरम करें तो पिघलने लगता है। रक्ततप्त करने पर यह सल्फ्यूरिक ऐसिड और सल्फेट में परिणत हो जाता है—



इसका विलयनों में आयनीकरण निम्न प्रकार होता है—



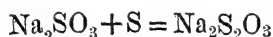
प्रयोगशालाओं में यह गलाने के काम आता है। साधारण ऐल्यूमिना पर गन्धक के तेजाब का असर नहीं होता पर यदि सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट के साथ इसे गलाया जाय तो ऐल्यूमीनियम सल्फेट बन जायगा—



जिन पदार्थों के द्रवणांक 350° से ऊपर हैं उनके द्रवणांक निकालने के लिये गलित सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट का बाथ (ऊष्मक) के रूप में उपयोग हो सकता है।

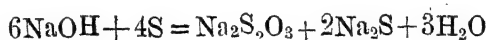
हाइपो या सोडियम थायोसल्फेट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ —इसका उपयोग फोटोग्राफी में बहुत होता है, क्योंकि यह चाँदी के अप्रभावित हैलाइडों को घोल लेता है। इसके बनाने की कुछ मुख्य विधियाँ नीचे दी जाती हैं—

(१) सोडियम सल्फाइट के विलयन को गन्धक के साथ उबाल कर—

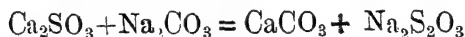
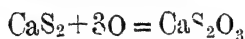


५० ग्राम सोडियम सल्फाइट 100°C . पानी में धोलो और ७ ग्राम महीन पिसा गन्धक डालो (गन्धक पुष्प इस काम के लिये व्यर्थ है)। दो घंटे तक मिश्रण को उबालो, सूखते समय बीच बीच में पानी की कमी और पानी डाल कर पूरी करते जाओ, जब सब गन्धक लुप्त हो जाय, गरम विलयन को छान लो। और थायोसल्फेट का एक मणिभ विलयन में वपन करके अतिसंतृप्त विलयन से सोडियम थायोसल्फेट के मणिभ प्राप्त कर लो।

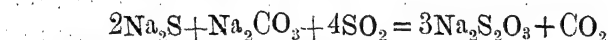
(२) कास्टिक सोडा और गन्धक के प्रभाव से सोडियम सल्फाइट और हाइपो दोनों बनते हैं—



(३) लीब्लांक की सोडा विधि में कैल्सियम सल्फाइट का जो पंक या कीचड़ प्राप्त होता है उसके उपचयन से (देखो पृ० २१४)—

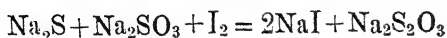


(४) आज कल व्यापारिक मात्रा में यह सोडियम सल्फाइट से बनाया जाता है। इसमें कुछ सोडियम कार्बोनेट मिलाते हैं। गन्धक द्विऑक्साइड फिर प्रवाहित करते हैं—



—(५) यदि सोडियम सल्फाइट और सोडियम सल्फाइट दोनों की

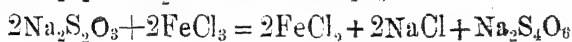
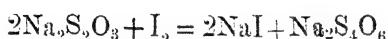
समाशुक्त मात्रा ली जाय, और दोनों के विलयनों को आयोडीन से प्रतिकृत किया जाय तो हाइपो का विलयन बन जायगा—



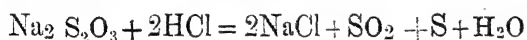
हाइपो के मणिभ नीरंग होते हैं। यह पानी में बहुत विलेय है, 15° पर १०० ग्राम पानी में ६५ ग्राम। यदि यह गरम किया जाय तो मणिभीकरण का पानी निकल जाता है। 200° के ऊपर यह फिर विभाजित हो जाता है—



यह आयोडीन अथवा फेरिक क्लोराइड के विलयनों के साथ सोडियम चतुःथायोनैट, $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$, देता है—

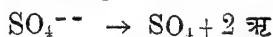
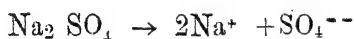


ऐसिड के साथ यह गन्धक देता है—

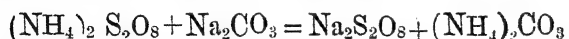


चाँदी के लवणों के साथ इसके जो संकीर्ण लवण बनते हैं उनका उल्लेख आगे किया जावेगा।

सोडियम परसलफेट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ —सोडियम सलफेट या सोडियम हाइड्रोजन सलफेट के ठंडे विलयन का शक्तिवान् धारा द्वारा विद्युत्-विच्छेदन करने पर विलयन में सोडियम परसलफेट बनता है—

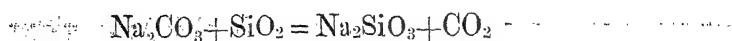


अमोनियम परसलफेट और सोडियम कार्बोनेट की प्रतिक्रिया करके ठोस सोडियम परसलफेट भी बनाया जा सकता है—



यह प्रबल उपचायक पदार्थ है। गुणों में पोटैशियम परसलफेट के समान है जिसका विवरण आगे दिया जायगा।

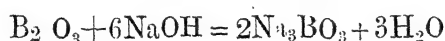
सोडियम सिलिकेट, Na_2SiO_3 —बालू और सोडियम कार्बोनेट को तप्त भट्टियों में गलाकर सोडियम सिलिकेट बनाया जा सकता है।



यह विधि काँच के कारखाने में काम आती है।

यदि विलेय सोडा काँच बनाना हो तो बालू या महीन पिसा क्वार्ट्ज, सोडा राख, और क्रोयले को क्षेपक भट्टी (reverberatory furnace) में गलाते हैं। फिर गले पदार्थ को दाब के भीतर कास्टिक सोडा में घोलते हैं। यह सोडा-काँच संकीर्ण सिलिकेट है।

सोडियम बोरेट, ऑर्थो— Na_3BO_3 —बोरोन त्रि-ऑक्साइड को कास्टिक सोडा के आधिक्य में घोलने पर यह बनता है—



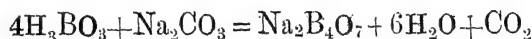
यह अस्थायी पदार्थ है।

सुहागा, बोरक्स या सोडियम पायरोबोरेट, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ —

सुहागा हमारे देश का प्राचीन परिचित पदार्थ है, फिर भी यह बृटिश भारत में कहीं नहीं पाया जाता। तिब्बत और लद्दख से ही यहाँ आता है। सीमा प्रांत के बाजारों में टिकल (संस्कृत टंकण) नाम से प्रसिद्ध है। वसन्त ऋतु के निकट बकरे और भेड़ें तिब्बत से सुहागा के दो थैले लटकाये हिमालय के विकट मार्गों से नीचे उतरती हुई दिखाई देती हैं।

जब से अमरीका में कैल्सियम बोरेट के भंडारों का पता चल गया है, तिब्बत के सुहागे का व्यापार कम हो गया है।

इटली के बोरिक ऐसिड को सोडा-राख के साथ गरम करके भी सुहागा बनाया जाता था—

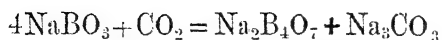


विलयन में से कई बार मणिभीकरण करके शुद्ध सुहागा मिलता है।

अमरीका में कैल्सियम बोरेट और सोडियम कार्बोनेट से विनिमय प्रतिक्रिया (double decomposition) के आधार पर भी यह बनता है—



इस प्रतिक्रिया में सोडियम मेटाबोरेट, NaBO_2 , भी बनता है। विलयन में से पहले सुहागे के मणिभ अलग कर लिये जाते हैं। विलयन में जब केवल मेटाबोरेट रह जाता है, तो उसमें कार्बन ट्राइऑक्साइड प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर और सुहागा बन जाता है—



सुहागे के नीरंग एकानताक्ष बड़े बड़े मणिभ होते हैं। यह पानी में सापेक्षतः कम घुलता है। 21.5° पर १०० ग्राम पानी में निर्जल सुहागा केवल २.८८ ग्राम घुलता है, पर 100° पर ५२.३ ग्राम।

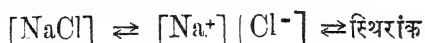
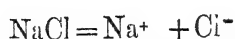
गरम करने पर इसका पानी निकलता है और हलकी बड़ी सी फुल्ली बन जाती है और गरम करने पर यह काँच के समान पारदर्शक पदार्थ बन जाता है। यह सुहागा परीक्षण-रसायन में अनेक धातुओं की पहचान के काम में आता है (बोरेक्स बीड परीक्षा)

नमक या सोडियम क्लोराइड, NaCl —हमारे शरीर के रक्षि में 2.5 प्रतिशत के लगभग नमक है। वनस्पतिक पदार्थों में भी थोड़ा बहुत नमक रहता है। बहुत से खारी पानी के कुओं में नमक होता है। खारी मीलों और समुद्र के पानी में तो नमक की अच्छी मात्रा है और खानों से भी नमक निकलता है। हमारे देश में प्रत्येक नगर में नोना मिट्टी से नमक तैयार किया जाता था, पर नमक के व्यवसाय पर अब तो सरकारी नियंत्रण है।

भारत का दो-तिहाई नमक बंबई और मद्रास के समुद्री पानी से तैयार किया जाता है। खम्भात की खाड़ी के पास धरसाना और छुरवडा में सरकारी केन्द्र हैं। यहाँ बड़े बड़े हौजों में ज्वार के समय पानी भर जाता है। इसे सुखाया जाता है। गाढ़ा होने पर पहले तो कैल्सियम कार्बोनेट और सल्फेट अवक्षिप्त हो जाते हैं, बाद को 12 फुट \times 10 फुट के कड़ाहों में मणिभीकरण किया जाता है। ऐसा करने पर नमक के मणिभ प्राप्त हो जाते हैं। कच्छ और सिन्ध में भी इसी प्रकार नमक तैयार करते हैं। सांभर मील का क्षेत्र 60 वर्गमील के लगभग है। यहाँ भी नमक का बड़ा भारी कारखाना है।

सॉल्ट रेंज के खेउड़ा स्थान में मेयो नामक खान नमक के लिये बड़ी प्रसिद्ध है। यहाँ विशाल यंत्रों द्वारा नमक की कटाई होती है। सन् १९३७ में १६२१६२ टन नमक यहाँ से मिला था। २०००० टन कोहाट से नमक प्राप्त हुआ।

नमक का शोधन—साधारण नमक के संतृत विलयन में यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस प्रवाहित की जाय तो स्वच्छ शुद्ध नमक अवक्षिप्त हो जाता है। संतृत विलयन में—



अतः इसमें Cl आयन की सान्द्रता बढ़ाने पर सोडियम क्लोराइड का अवक्षिप्त होना स्वाभाविक है। वस्तुतः पानी में ३५.८ प्रतिशत के लगभग नमक विलेय है, पर सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के विलयन में १६ प्रतिशत ही। दूसरे क्लोराइड भी इतने कम विलेय नहीं हैं अतः शुद्ध नमक इस विधि से प्राप्त हो जाता है। अवक्षिप्त नमक को पानी से धोकर सुखा लिया जाता है।

समुद्र से प्राप्त नमक में साधारणतः १०% मेगनीशियम क्लोराइड, ६% मेगनीशियम सल्फेट, ४% कैल्सियम सल्फेट, २% कैल्सियम कार्बोनेट और कुछ मात्रा पोटैसियम सल्फेट और मेगनीशियम ब्रोमाइड की होती है।

नमक घनाकृति के मणिभ देता है। शुद्ध नमक का घनत्व २.१७ है। यह ८००° के निकट पिघलता है, इस तापक्रम पर यह कुछ वाष्पशील भी है। यह पानी में घुलता है पर विलेयता तापक्रम के बढ़ाने पर बहुत कम बढ़ती है, यह विशेष बात है—

तापक्रम	०°	२०°	४०°	६०	१००
१०० ग्राम					

पानी में विलेयता ३५.६ ग्राम ३५.८ ३६.३ ३७.०६ ३६.१

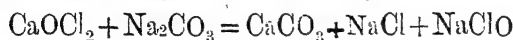
नमक एल्कोहल में नहीं घुलता। सोडियम क्लोराइड के विलयन हिम-मिश्रण में जमाने पर, यदि नमक २३.६% से कम हो, केवल बर्फ पृथक् होती है पर यदि नमक २३.६% से अधिक हो तो या तो नमक पृथक् होगा या नमक का हाइड्रेट, $\text{NaCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ । २३.६% विलयन—२२° पर जमता है इस तापक्रम पर नमक और बर्फ दोनों पृथक् होते हैं। पानी और नमक के मिश्रण से कम से कम—२२° तक तापक्रम जा सकता है, इससे नीचे नहीं।

नमक का उपयोग हाइड्रोक्लोरिक एसिड बनाने में, भोजन में, सोंडा बनाने में और सोडियम के दूसरे लवण बनाने में होता है। नमक में संरक्षण के भी गुण हैं; अचार, मछली आदि नमक की उपस्थिति में सुरक्षित रहती हैं।

सोडियम ब्रोमाइड, NaBr और सोडियम आयोडाइड, NaI —ये लवण पोटैसियम लवणों की अपेक्षा कम काम में आते हैं। कास्टिक

सोडा या सोडियम कार्बोनेट पर हाइड्रोब्रोमिक और हाइड्रोआयोडिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनाये जाते हैं। इनके हाइड्रेट; $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ और $\text{NaI} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ भी बनते हैं।

सोडियम हाइपोक्लोराइट, NaClO —नम सोडियम कार्बोनेट पर क्लोरीन प्रवाहित करके अथवा विरंजक चूर्ण और सोडियम कार्बोनेट की विनिमय प्रतिक्रिया से यह बनाया जा सकता है—

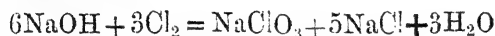


आजकल तो क्लोरीन व्यापारिक मात्रा में सोडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से बहुत बनाया जाता है। इसकी कास्टिक सोडा से ठंडे तापक्रम पर प्रतिक्रिया करके हाइपोक्लोराइट बनाया जाता है—

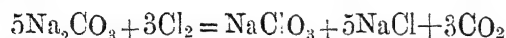


क्लोरीन इतना ही प्रवाहित करते हैं कि विलयन थोड़ा सा क्षारीय बना रहे। इसमें लगभग १०-१५ प्रतिशत सक्रिय क्लोरीन रहता है। कारखानों में इसे बनाते समय पत्थर के पात्रों का उपयोग सर्वत्र किया जाता है। बाद को इस्पात की बनी ऐसी टंकियों में भरा जाता है जिनमें रबर का अस्तर लगा हो।

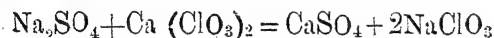
सोडियम क्लोरेट, NaClO_3 —यदि क्लोरीन और कास्टिक सोडा की प्रतिक्रिया ऊँचे तापक्रम (50°) पर की जाय तो हाइपोक्लोराइट के स्थान में सोडियम क्लोरेट बनेगा—



कास्टिक सोडा के स्थान में सोडियम कार्बोनेट का भी प्रयोग किया जा सकता है—



इसी प्रकार यदि बुके हुए चूने के गरम विलयन को क्लोरीन से संतृप्त किया जाय, तो कैल्सियम क्लोराइड और कैल्सियम क्लोरेट बनेंगे। इस विलयन में यदि सोडियम सल्फेट डाला जाय तो विनिमय होने पर सोडियम क्लोरेट बन जायगा—



सोडियम क्लोरेट पानी और एल्कोहल दोनों में विलेय है।

सोडियम परक्लोरेट, NaClO_4 —सोडियम क्लोरेट को गरम किया जाय तो सोडियम परक्लोरेट बनेगा—

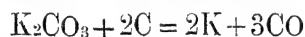


पोटैसियम, K

लकड़ी को जलाने से जो राख बचती है उसमें पोटैसियम कार्बोनेट होता है। इस राख से हम लोग बहुत दिनों से परिचित रहे हैं। हमारे देश का कलमी शोरा पोटैसियम नाइट्रेट है वह भी चिर-परिचित पदार्थ है।

प्रकृति में पोटैसियम के निम्न खनिज मुख्यतः पाये जाते हैं—स्टैसफर्ट के भंडार में कार्नेलाइट, (carnallite) $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, विशेष होता है। कैनाइट, (kainite) $K_2SO_4 \cdot MgCO_3 \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, में पोटैसियम का सल्फेट होता है। सिलवाइन, (sylvine) KCl , मुख्यतः पोटैसियम क्लोराइड है। लैंगबाइनाइट, (Langbeinite) $K_2SO_4 \cdot 2MgSO_4$ में पोटैसियम सल्फेट है। भारत के सॉल्टरेंज में यह और सिलवाइन दोनों पाये जाते हैं। सांभर झील के तटस्थ स्थल पर जो रेखा होता है उसमें ७.७४% K_2O की मात्रा होती है। हमारे देश में ८००० टन के लगभग पोटैसियम लवण बाहर से आते हैं।

धातु कर्म—बहुत दिन पहले पोटैसियम कार्बोनेट को कोयले के साथ तपाकर पोटैसियम धातु तैयार की जाती थी—



इस प्रतिक्रिया में जो कार्बन एकाइसाइड बनता है, वह धातु के साथ संयुक्त होकर पोटैसियम कार्बोनील, $K_2(CO)_2$ बनाता है। इस कार्बोनील के विस्फोटक होने के कारण बहुधा दुर्घटनायें हो जाया करती थीं।

सोडियम के लिये जो कास्टनर विधि बताई गयी है, वह पोटैसियम के लिये उपयुक्त नहीं है क्योंकि पोटैसियम धातु गले हुए पोटाश में घुल जाती है। डेवी ने १८०८ में कास्टिक पोटाश के विद्युत् विच्छेदन से पोटैसियम धातु बनायी। मैथीसन (Matthiessen) की विधि में पोटैसियम क्लोराइड और कैलसियम क्लोराइड के मिश्रण को गलाकर विद्युत् विच्छेदन किया जाता है। कार्बन के विद्युत् द्वारों का प्रयोग होता है।

पोटैसियम सायनाइड के विद्युत् विच्छेदन से भी पोटैसियम तैयार किया जा सकता है।

एक विधि पोटाश या K_2S को लोहे या मैगनीशियम द्वारा गरम करने की भी है—



कैलसियम कार्बाइड को पोटैसियम क्लोराइड के साथ गरम करके भी यह बनाया जा सकता है।

पोटैसियम धातु का उपयोग बहुत नहीं हैं, क्योंकि इससे जो काम निकलता है वह सोडियम धातु से भी निकल सकता है। सोडियम धातु सस्ती पड़ती है।

पोटैसियम के गुण—यह नरम श्वेत धातु है जिसका घनत्व 0.86 है। यह 62° पर पिघलता है और 730° पर उबलता है। इसकी वाष्प एक-परमाणुक होती है। यह ताप और बिजली का अच्छा चालक है। पोटैसियम धातु में क्षीण रेडियोशक्ति है—इसमें से हल्की सी बीटा-किरणें निकलती हैं। अन्य गुणों में यह सोडियम के समान है।

क्योंकि 100 ग्राम शुद्ध पोटैसियम क्लोरेट से 60.746 ग्राम पोटैसियम क्लोराइड बनता है अतः यदि पोटैसियम का परमाणुभार y हो, तो

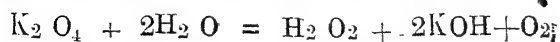
$$\frac{\text{KCl}}{\text{KClO}_3} = \frac{60.746}{100} = \frac{y + 35.456}{y + 35.456 + 48} = 0.60746$$

इस सम्बन्ध से y का मान 39.10 निकलता है। अतः इसका परमाणुभार 39.10 है (शुद्ध मान 39.10 है)। पोटैसियम के दो समस्थानिक हैं। एक का परमाणु भार 39.10 और दूसरे का 41.10 है। स्पष्टतः दूसरा समस्थानिक बहुत कम मात्रा में रहता है।

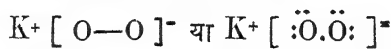
पोटैसियम ऑक्साइड— K_2O और K_2O_2 —पोटैसियम के ये दो ऑक्साइड विशेष पाये जाते हैं। एक सेल्सिट्रिक-ऑक्साइड, K_2O_3 भी होता है जो सोडियम सेल्सिट्रिक-ऑक्साइड के समान तैयार किया जाता है।

एकौक्साइड, K_2O —यह पोटैसियम धातु को शुष्क ऑक्सीजन में क्षीण दाब पर गरम करने पर बनता है। जो पोटैसियम बिना प्रतिकृत बच रहा उसे शून्य में खवित कर लेते हैं। यह ऑक्साइड गुणों में सोडियम ऑक्साइड के समान है।

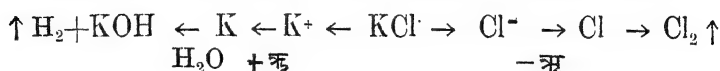
चतुः ऑक्साइड, K_2O_4 —पोटैसियम धातु को हवा या ऑक्सीजन में जला कर यह बनता है। $2\text{K} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{O}_4$ । जल के संसर्ग से यह हाइड्रोजन परीक्साइड, कास्टिक पोटाश और ऑक्सीजन देता है।



चतुः-ऑक्साइड को कभी कभी KO_2 भी लिखते हैं। तब इसकी अणु-रचना निम्न प्रकार चित्रित की जाती है—



पोटैसियम हाइड्रॉक्साइड, KOH —(१) यह कास्टिक सोडा के समान ही पोटैसियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से पाया जाता है—



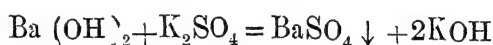
$\text{H}_2\text{O} + \text{K}$

ऋणद्वार

(ऐनोड) धनद्वार

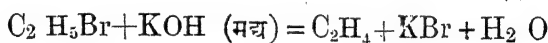
(कैथोड)

(२) यदि थोड़ी सी मात्रा में बनाना हो तो बेरीटा विलयन, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, और पोटैसियम सल्फेट की प्रतिक्रिया से प्राप्त कर सकते हैं—

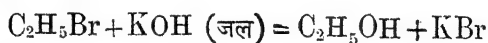


बेरियम सल्फेट छान कर अलग कर दिया जाता है। विलयन को चाँदी के प्यालों में गरम करके सुखा लेते हैं।

पोटैसियम हाइड्रॉक्साइड या कास्टिक पोटाश श्वेत ठोस पदार्थ है। इसमें तीव्र दाहक गुण होते हैं। यह 300° पर पिघलता है। यह बहुत ही जलप्राही है। १०० ग्राम पानी में 20° पर ११३ ग्राम घुलता है और 100° पर १८७ ग्राम। यह कई हाइड्रेट बनाता है। यह एल्कोहल में भी विलेय है। एल्कोहलिक कास्टिक पोटाश का कार्बनिक रसायन में बहुत उपयोग होता है। जैसे एथिल ब्रोमाइड और इसके संसर्ग से एथिलीन बनती है—



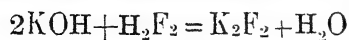
यदि पानी में घुले पोटाश का उपयोग इस प्रतिक्रिया में किया जाय, तो एथिल मद्य बनेगा—



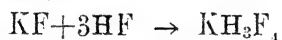
कास्टिक पोटाश गैसों को सोखने में भी बड़ा उपयोगी है। कास्टिक पोटाश का विलयन कार्बन दिऑक्साइड को आसानी से सोखता है।

पोटैसियम हाइड्राइड, KH —यदि पोटैसियम धातु को हाइड्रोजन के प्रवाह में— 360° तक गरम करें तो सोडियम हाइड्राइड के समान पोटैसियम हाइड्राइड भी बनता है।

पोटैसियम फ्लोराइड, K_2F_2 —यह पोटाश विलयन को हाइड्रोफ्लोरिक एसिड से शिथिल करके बनाया जाता है।

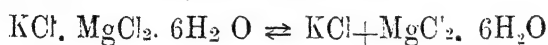


इसका द्रवणांक 55.5° है। यह द्विभासिक लवण है, और दूसरे फ्लोराइड जैसे KHF_2 , KH_2F_3 , KH_3F_4 आदि भी ज्ञात हैं जो पोटैसियम फ्लोराइड और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के संयोग से भिन्न भिन्न परिस्थितियों में बनते हैं—



पोटैसियम क्लोराइड, KCl —यह यौगिक सिलवाइन खनिज में KCl के रूप में और कार्नेलाइट में $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ के रूप में पाया जाता है। ये खनिज स्टैसफर्ट भंडार में पाये जाते हैं। कार्नेलाइट से पोटैसियम क्लोराइड प्राप्त करने की विधि इस प्रकार है—

कार्नेलाइट को गरम करके गलाते हैं। गले पदार्थ को जब ठंडा करते हैं, तो इसमें से पहले पोटैसियम क्लोराइड के मणिभ पृथक् होते हैं, और मैग्नीशियम क्लोराइड-षष्ठहाइड्रेट जुला रह जाता है—



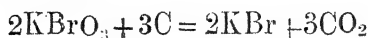
पोटैसियम क्लोराइड के मणिभों को पृथक् कर लेते हैं, और मणिभीकरण करके इन्हें शुद्ध कर लेते हैं। KCl के मणिभ पृथक् कर लेने पर जो मातृद्रव (mother liquor) रह जाता है, उसे फिर कार्नेलाइट में मिला कर पदार्थ को गलाते हैं। मैग्नीशियम क्लोराइड के हाइड्रेट का पानी में संतृप्त विलयन बन जाता है। अब इस गले हुए द्रव्य को ठंडा करते हैं। ऐसा करने पर ८०% पोटैसियम क्लोराइड के मणिभ फिर पृथक् हो जाते हैं। प्रतिक्रिया का यह क्रम चलता रहता है।

पोटैसियम क्लोराइड के घनाकृतिक मणिभ होते हैं जो नमक के मणिभों से मिलते जुलते हैं। सोडियम क्लोराइड की अपेक्षा पोटैसियम क्लोराइड अधिक आसानी से गलाया जा सकता है (द्रवणांक 770°)। नीचे तापक्रमों पर यह नमक की अपेक्षा कम विलेय और ऊँचे तापक्रमों पर अधिक विलेय है। 0° पर १०० ग्राम पानी में २७.६ ग्राम, और 100° पर ५६.७ ग्राम विलेयता है।

पोटैसियम ब्रोमाइड, KBr —(१) ब्रोमीन और कास्टिक पोटाश के गरम सान्द्र विलयन की प्रतिक्रिया से पोटैसियम ब्रोमाइड और ब्रोमेट दोनों बनते हैं—



विलयन को गरम करके सुखा लेते हैं। इस विधि द्वारा प्राप्त मिश्रण में यदि थोड़ा सा कोयला मिला कर तपाया जाय तो ब्रोमेट भी ब्रोमाइड में परिणत हो जायगा—

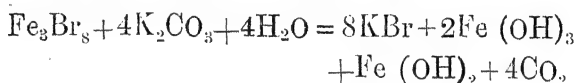


तपे हुये पदार्थ को फिर पानी में घोलते हैं, और छान कर और उड़ा कर पोटैसियम ब्रोमाइड के मणिभ प्राप्त कर लेते हैं।

(३) बहुधा व्यापार में लोहे और ब्रोमीन की प्रतिक्रिया से पहले लोहे का ब्रोमाइड, Fe_3Br_8 , बनाते हैं—

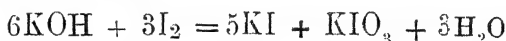


इस लवण के विलयन को फिर पोटैसियम कार्बोनेट के विलयन में मिलाते हैं जब तक कि विलयन शिथिल न हो जाय—



छान कर मिश्रण में से लोहे के हाइड्रॉक्साइड अलग कर देते हैं, और विलयन में से पोटैसियम ब्रोमाइड के मणिभ प्राप्त कर लेते हैं।

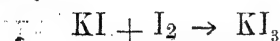
पोटैसियम आयोडाइड, KI—पोटैसियम ब्रोमाइड के समान यह भी पोटैसियम हाइड्रॉक्साइड और आयोडीन की 50° – 60° तापक्रम पर प्रतिक्रिया करके प्राप्त हो सकता है—



पहले तो आयोडाइड और आयोडेट का मिश्रण मिलता है। विलयन को सुखाकर इस मिश्रण को तपावें तो आयोडेट भी आयोडाइड में परिणत हो जाता है—



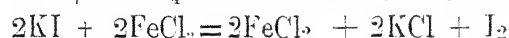
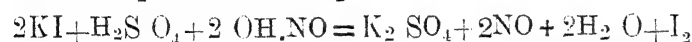
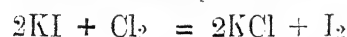
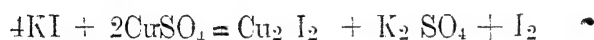
पोटैसियम आयोडाइड के श्वेत घनाकृतिक मणिभ होते हैं जो पानी में बहुत विलेय हैं— 20° पर १०० ग्राम पानी में १४४ ग्राम और 100° पर २०८ ग्राम। पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में आयोडीन भी घुल जाती है—



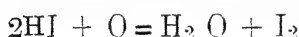
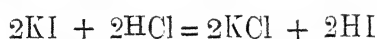
आयोडीन के $KI_3 \cdot H_2O$ और $KI_2 \cdot H_2O$ यौगिक भी उपलब्ध हुए हैं, पर वे जल के साथ युक्त होने पर ही स्थायी हैं, निर्बल रूप में नहीं। रबीडियम और सीज़ियम के बहुत हैलाइड बिना पानी के योग के भी स्थायी ठोस पदार्थ देते हैं।

पोटैसियम आयोडाइड ऐसीटोन और ग्लिसरोल में भी विलेय है परन्तु एल्कोहल में बहुत कम।

पोटैसियम आयोडाइड ऑक्सीकारक पदार्थों के साथ आयोडीन देता है। अधिकांश प्रतिक्रियाएँ ऐसिड की विद्यमानता में होती हैं—

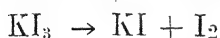


वस्तुतः अम्ल की उपस्थिति में प्रतिक्रिया का सार इस प्रकार है—



यह ऑक्सीजन किसी भी उपचायक या ऑक्सीकारक पदार्थ (डाइक्रोमेट, परमैंगनेट आदि) से मिल सकता है।

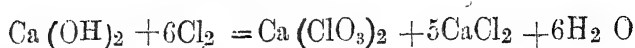
KI_3 के विलयन अनुमापन परीक्षण (titration) में उसी प्रकार प्रतिक्रिया करते हैं मानों I_2 के विलयन हों—



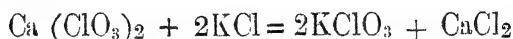
इसी लिये लगभग सभी कामों के लिये आयोडीन का विलयन पोटैसियम आयोडाइड में बनाया जाता है—केवल पानी में आयोडीन कम घुलती है।

अन्य हैलोजन लवण—पोटैसियम क्लोरेट— $KClO_3$ —यह क्लोरेट प्रबल उपचायक या ऑक्सीकारक है और इस लिये दियासलाई के कारखानों एवं विस्फोटक द्रव्यों के कारखानों में बहुत काम आता है। एनिग्निन-श्याम के समान रंग बनाने में भी इसका उपयोग है। सोडियम क्लोरेट की अपेक्षा पोटैसियम क्लोरेट कम विलेय है।

(१) बहुत दिन पहले पोटैसियम क्लोरेट बुझे हुए चूने की क्लोरीनि-करण से बनाया जाता था—

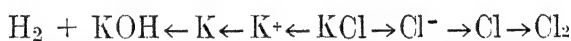


प्रतिक्रिया में कैल्सियम क्लोरेट और कैल्सियम क्लोराइड दोनों बनते हैं। यदि इनके मिश्रण में पोटैसियम क्लोराइड छोड़ा जाय तो विनिमय निम्न प्रकार होगा—



पोटैसियम क्लोरेट कम विलेय है इसलिये इसके मणिम पृथक् हो जाते हैं।

(२) इस ऊपर की विधि में $\frac{1}{2}$ भाग क्लोरीन का व्यर्थ नष्ट हो जाता था और इसलिये अब पोटैसियम क्लोराइड विलयन के विद्युत्-विच्छेदन से यह बनाया जाता है।



H_2O कैथोड ऐनोड

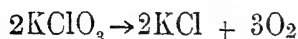
कैथोड पर कास्टिक पोटाश बनता है और ऐनोड पर क्लोरीन। यदि शीघ्रता से तापक्रम बढ़ा कर 45° के लगभग कर दिया जाय और कास्टिक पोटाश कैथोड से ऐनोड पर पहुँचा दिया जाय तो निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार पोटैसियम क्लोरेट बन जायगा—



एलक्ट्रोड (विद्युत् द्वारा) प्लैटिनम पत्र के बनाये जाते हैं। इस विधि में साथ साथ दूसरी भी प्रतिक्रियाएँ होती रहती हैं जिनके कारण पोटैसियम क्लोरेट की मात्रा कम हो जाती है, (जैसे हाइड्रोजन से क्लोरेट का अपचयन होना)। लवण का उदविच्छेदन भी हो जाता है। सन् १८६६ में इमहॉफ (Imhoff) ने यह दिखाया कि यदि विद्युत् विच्छेदन में थोड़ा सा पोटैसियम दिक्रोमेट भी मिला दिया जाय तो विद्युत् धारा का प्रभाव अधिक सफल होता है। दिक्रोमेट स्वयं अपचित होकर जो पदार्थ देता है वह कैथोड के चारों ओर महीन परत बना देता है जिससे वहाँ पर उत्पन्न नवजात हाइड्रोजन क्लोरेट का अपचयन नहीं कर पाता।

पोटैसियम क्लोरेट श्वेत मणिभीय लवण है जिसका स्वाद शीतल होता है। गले के दोष को दूर करने के लिये जो लौजेंजें बनती हैं उनमें इस कारण यह डाला जाता है। अधिक मात्रा में इसका सेवन न होना चाहिये क्योंकि तब यह विष का काम करता है। 15° पर १०० ग्राम पानी में केवल ६ ग्राम विलेय है पर गरम पानी में 46.5 ग्राम के लगभग घुलता है।

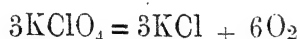
पोटैसियम क्लोरेट का उपयोग ऑक्सीजन बनाने में भी होता है—



यह प्रतिक्रिया मैंगनीज़ द्विऑक्साइड की उपस्थिति में सरलता से होती है। वस्तुतः यदि मैंगनीज़ द्विऑक्साइड का उपयोग न किया जाय तो प्रतिक्रिया दो पदों में होती है। पहले तो पोटैसियम क्लोरेट गरम होने पर गलता है और विभाजित होकर परक्लोरेट और क्लोराइड देता है।

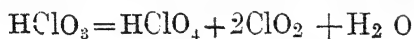
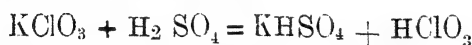


पोटैसियम परक्लोरेट का द्रवणांक क्लोरेट की अपेक्षा अधिक है, अतः गला हुआ द्रव्य फिर ठोस हो जाता है। इसे और अधिक गरम किया जाय तो यह विभाजित होकर ऑक्सीजन देगा—

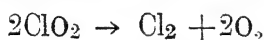


फॉस्फोरस और पोटैसियम क्लोरेट का मिश्रण थोड़ी सी रगड़ खाकर प्रचलता से विस्फुटित होता है। गन्धक और क्लोरेट का मिश्रण हथौड़े से टोकने पर विस्फुटित होता है।

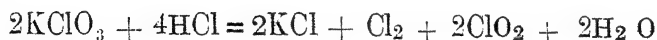
यदि क्लोरेट को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड से प्रतिकृत किया जाय तो भयानक क्लोरीन परीक्साइड बनता है। इसीलिये कड़कड़ाहट की आवाज आती है (क्लोरेट की परीक्षण विधि)।



यह कड़कड़ाहट क्लोरीन परीक्साइड के विभाजन के कारण होती है।



पोटैसियम क्लोरेट हाइड्रोक्लोरिक एसिड का निम्न प्रकार उपचयन करता है—



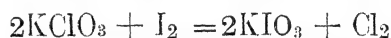
दोनों के मिश्रण से लगभग वही काम लिया जा सकता है जो अम्लराज से। दोनों के मिश्रण का हलका विलयन गले के दोष को दूर करने के लिये कुल्हा करने के काम में भी आता है। क्लोरेट में विषाणुओं या रोगाणुओं को नष्ट करने के गुण हैं।

पोटैसियम परक्लोरेट, KClO_4 —यह बताया जा चुका है कि पोटैसियम क्लोरेट को गरम करने पर परक्लोरेट बनता है। क्लोरेटों के विद्युत् विच्छेदन से भी परक्लोरेट बनाये गये हैं। इस काम के लिये क्लोरेटों का सान्द्र विलयन न्यून तापक्रम पर लिया जाता है। विधान क्लोरेट के समान ही है, पर व्यापारिक रहस्य गुप्त रखे जाते हैं।

पोटैसियम आयोडेट, KIO_3 —यह या तो आयोडीन और पोटैसियम हाइड्रॉक्साइड की प्रतिक्रिया से बनाया जाता है—



अथवा पोटैसियम क्लोरेट और आयोडीन की प्रतिक्रिया से बनता है—

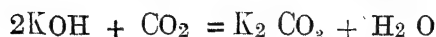
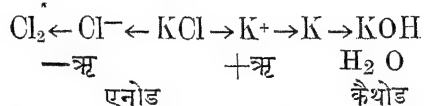


इस प्रतिक्रिया की यह विशेषता है कि यद्यपि क्लोरीन आयोडीन की अपेक्षा प्रबल माना जाता है, पर यहाँ आयोडीन क्लोरीन को बाहर निकाल देने में समर्थ प्रतीत होता है। पर वस्तुतः बात यह है कि आयोडेट क्लोरेट की अपेक्षा अधिक स्थायी पदार्थ है, अतः यह प्रतिक्रिया संभव हुई है। आयोडेट को विभाजित करने के लिये क्लोरेट की अपेक्षा अधिक ऊँचे तापक्रम की आवश्यकता है।

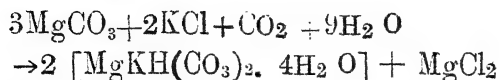
आयोडिक ऐसिड यद्यपि एक भास्मिक अम्ल है, इसके निम्न लवण भी प्राप्त होते हैं— KIO_3 , $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$ और $\text{KH}_2(\text{IO}_3)_3$ ।

पोटैसियम कार्बोनेट, K_2CO_3 —मोती की भस्म (Pearlash)—यह बहुधा लकड़ी की राख में रहता है, और इसकी क्षारता के कारण बर्तन-मँजई में यह राख काम आती है। यह पोटैसियम क्लोराइड से भी बनाया जा सकता है, पर अमोनिया-सोडा विधि का उपयोग नहीं किया जा सकता, क्योंकि पोटैसियम बाइकार्बोनेट इतना विलेय है कि अमोनियम बाइकार्बोनेट से यह अवक्षिप्त नहीं हो सकता।

(१) पोटैसियम क्लोराइड के विलयन का विद्युत् विच्छेदन करते हैं। कैथोड पर जो पोटाश बनता है, उसमें कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित करके पोटैसियम कार्बोनेट बना लेते हैं—



(२) मेगनीशियम कार्बोनेट और पोटैसियम क्लोराइड, एवं कार्बन ट्राइऑक्साइड की प्रतिक्रिया से पहले मेगनीशियम हाइड्रोजन कार्बोनेट बनता है जो अविलेय है—



इस द्विगुण लवण पर पानी की यदि प्रतिक्रिया की जाय तो अविलेय मेगनीशियम कार्बोनेट अवक्षिप्त हो जाता है, और पोटैसियम कार्बोनेट विलयन में चला जाता है—



पोटैसियम कार्बोनेट श्वेत पदार्थ है जो 770° के लगभग पिघलता है। यह जलप्राही है और पानी में बहुत घुलता है—१०० ग्राम पानी में 15° पर १०९ ग्राम और 100° पर १५६ ग्राम। सोडियम कार्बोनेट के समान यह स्थायी हाइड्रेट नहीं बनाता।

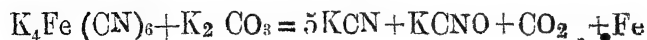
कभी कभी पोटैसियम कार्बोनेट का उपयोग जल सोखने के लिये भी किया जाता है। यदि थोड़ा सा पानी मिला एलकोहल ठोस पोटैसियम कार्बोनेट के साथ हिलाया जाय तो पानी को कार्बोनेट सोख लेगा, और विलयन के तेलहा परत पर एलकोहल तैरने लगेगा। रासायनिक गुणों में पोटैसियम कार्बोनेट सोडियम लवण के समान ही है।

पोटैसियम कार्बोनेट का विशेष उपयोग मृदु साबुन बनाने में होता है। ये मृदु साबुन बसाय अम्लों के पोटैसियम लवण हैं। कठोर काँच के व्यवसाय में भी इसका उपयोग है।

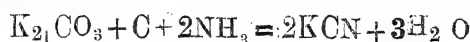
पोटैसियम सायनाइड, KCN—यह शुष्क पोटैसियम फेरोसायनाइड को श्वेत ताप तक गरम करके बनाया जा सकता है। कभी कभी फेरोसायनाइड को पोटैसियम धातु के साथ भी गरम करते हैं—



यदि पोटैसियम फेरोसायनाइड को पोटैसियम कार्बोनेट के साथ गलाया जाय तो सायनाइड और सायनेट दोनों बनते हैं—



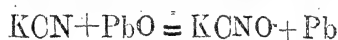
आज कल पोटैसियम सायनाइड बीलबी (Beilby) की विधि से बनाया जाता है। गले हुए पोटैसियम कार्बोनेट के मिश्रण को अमोनिया गैस द्वारा प्रतिकृत किया जाता है—



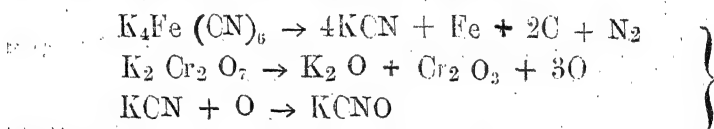
गले हुए सायनाइड को निथार कर शलाकाओं या ढोकों में ढाल लेते हैं। यह शुद्ध होता है।

पोटैसियम सायनाइड पानी और एलकोहल में विलेय है। इस श्वेत पदार्थ का द्रवणांक 638.5° है। यह अति भयानक विष है।

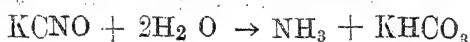
पोटैसियम सायनेट, $KCNO$ —पोटैसियम सायनाइड को लेड-ऑक्साइड के साथ गलाने पर पोटैसियम सायनेट बनता है—



पोटैसियम फेरोसायनाइड को पोटैसियम दिक्रोमेट के साथ लोहे की प्याली में गरम करके भी यह बनाया जा सकता है। गले हुए द्रव्य को 20° प्रतिशत एलकोहल के साथ हिलाते हैं। विलयन में पोटैसियम सायनेट चला जाता है। प्रतिक्रिया इस प्रकार समझी जा सकती है—

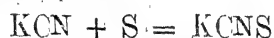


पोटैसियम सायनेट का विलयन पानी से उदविच्छेदित हो जाता है—



विच्छेदित होने पर अमोनिया निकलती है।

पोटैसियम थायोसायनेट, $KCNS$ —(पोटैसियम सल्फोसायनाइड या रोडेमाइड)—यह पोटैसियम सायनाइड को गन्धक के साथ गलाकर बनाया जा सकता है—



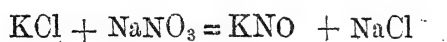
पोटैसियम फेरोसायनाइड को पोटैसियम कार्बोनेट और गन्धक के साथ गला कर भी बनाते हैं। स्पष्टतः, जैसा कि ऊपर बताया गया है पहले तो सायनाइड और सायनेट बनते हैं, जो गन्धक के साथ थायोसायनेट में परिणत हो जाते हैं।

पोटैसियम थायोसायनेट फेरिक लवणों के साथ रुधिर का सा लाल रंग देता है, और चाँदी के लवणों के साथ भी अवक्षेप देता है। इस लिये इसका उपयोग विश्लेषणात्मक रसायन में किया जाता है। इसका द्रवणांक 261° है।

पोटैसियम नाइट्रेट या कलमी शोरा, KNO_3 —हमारे देश के गावों में पोटैसियम नाइट्रेट बहुत पाया जाता है। चिली के शोरे की खोज के पूर्व बिहार प्रान्त से बहुत सा शोरा विदेशों को जाता था। उष्ण और नम जल वायु शोरे के लिये सहायक है। वनस्पति पदार्थों के सड़ने पर अमोनिया बनती है। नाइट्रिकारक कीटाणुओं द्वारा यह नाइट्रस और नाइट्रिक ऐसिड में परिणत हो जाता है, और फिर मिट्टी के क्षारों से संयुक्त होकर ये अम्ल पोटैसियम नाइट्रेट देते हैं। वर्षा का पानी इन विलेय लवणों को पृथ्वी पर फैला देता है। केशिका (Capillary) सिद्धान्त के अनुसार ये विलयन दीवारों पर चढ़ जाते हैं, और वहाँ नोना (या लोना) लगा देते हैं। पहले अकेले बिहार प्रान्त से २०,००० टन शोरा बाहर जाता था, पर अब तो पंजाब और सिंध को मिला कर भी कुछ हजार टन ही इसका व्यवसाय रह गया है। कानपुर, गाजीपुर, बनारस और प्रयाग के जिलों में भी काफी शोरा है। नेपाल से भी शोरा काफी आता है।

साधारण शोरा वाली अच्छी लोना मिट्टी में ६६% पोटैसियम नाइट्रेट, २२% सोडियम क्लोराइड, ३.६५% सोडियम सल्फेट, २.५४% मैगनीशियम नाइट्रेट और ५% पानी होता है। पर कुछ स्थलों की मिट्टी में २५ प्रतिशत ही शोरा होता है, कच्चे शोरे को कुठिया कहते हैं।

विदेशों में पोटैसियम नाइट्रेट चिली के शोरे और पोटैसियम क्लोराइड की प्रतिक्रिया से बनाते हैं—



इन चारों लवणों की विलेयता इस प्रकार की है (देखो सारणी) कि यदि उबलते हुए संतृप्त पोटैसियम क्लोराइड विलयन में उबलता हुआ सोडियम नाइट्रेट का संतृप्त विलयन छोड़ा जाय तो सोडियम क्लोराइड अवक्षिप्त हो जायगा।

लवण	विलेयता (१०० ग्राम पानी में)	
	२०° पर	१००° पर
सोडियम क्लोराइड	३५.६	४०.८
पोटैसियम क्लोराइड	३७.४	५६.६
सोडियम नाइट्रेट	८७.५	१८०
पोटैसियम नाइट्रेट	३१.२	२४७

क्योंकि १००° पर इसकी विलेयता सब से कम है, गरम गरम विलयन को इस अवस्था में यदि छान लिया जाय और २०° तक ठंढा किया जाय तो पोटैसियम नाइट्रेट जो सब से कम विलेय है, पृथक् हो जायगा।

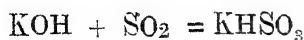
पोटैसियम नाइट्रेट के श्वेत मणिभ होते हैं। यह ठंढे पानी में कम और गरम पानी में बहुत अधिक विलेय है। इसे गरम किया जाय तो ३४०° पर यह पिघलता है, और फिर धीरे धीरे विभाजित होने लगता है। विभाजन पर ऑक्सीजन निकलता है।



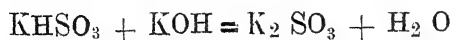
आतिशबाजी की बारूद के काम यह आता है। कोयले (१ भाग) और गन्धक (१ भाग) के साथ मिल कर (शोरा ६ भाग) बन्दूक की बारूद भी यह बनाता है। इससे शोरे का तेजाब अर्थात् नाइट्रिक एसिड भी बनता है।

पोटैसियम सल्फाइड, K_2S_2 , K_2S_5 —ये सल्फाइड सोडियम सल्फाइड के समान हैं, और लगभग उन्हीं विधियों से तैयार भी होते हैं। यदि पोटैसियम कार्बोनेट को गन्धक के आधिक्य के साथ गलाया जाय तो पोटैसियम पंच-सल्फाइड, K_2S_5 , बनता है जिसे “लिवर आव् सल्फर” भी कहते हैं। कास्टिक पोटाश और हाइड्रोजन सल्फाइड के संसर्ग से हाइड्रो-सल्फाइड, $2\text{KHS.H}_2\text{O}$, बनता है। इसके एलकोहल में बनाये विलयन को महीन गन्धक के साथ उबाला जाय तो पंच-सल्फाइड फिर मिलता है; जिसके चटक नारंगी रंग के मणिभ होते हैं।

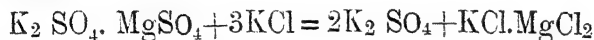
पोटैसियम सल्फाइट, K_2SO_3 और बाइसल्फाइट, KHSO_3 —यदि कास्टिक पोटाश के विलयन में गन्धक द्विऑक्साइड प्रवाहित किया जाय तो पोटैसियम बाइसल्फाइट बनता है।



इसके विलयन में यदि पोटैश विलयन छोड़ दिया जाय, तो यह पोटैसियम सल्फाइट बन जायगा—

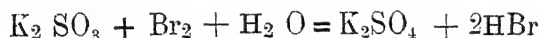


पोटैसियम सल्फेट, K_2SO_4 और ऐसिड सल्फेट, KHSO_4 —यह लवण अधिकतर पोटैसियम क्लोराइड और सल्फ्यूरिक ऐसिड की प्रतिक्रिया से बनता है। खनिज कैनाइट, K_2SO_4 , MgSO_4 , MgCl_2 , $6\text{H}_2\text{O}$, से भी बनाया जा सकता है। इसके मणिभीकरण करने पर पहले तो पोटैसियम मैगनीशियम सल्फेट, K_2SO_4 , MgSO_4 , $6\text{H}_2\text{O}$, के मणिभ मिलते हैं। यदि इनके गरम विलयन में पोटैसियम क्लोराइड डाला जाय, तो निम्न प्रतिक्रिया होती है—

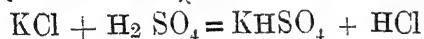


४०° के ऊपर इस विलयन में से पोटैसियम सल्फेट के मणिभ मिल जाते हैं।

(२) पोटैसियम सल्फाइट के विलयन में यदि ब्रोमीन जल छोड़ा जाय तो यह उपचित होकर पोटैसियम सल्फेट बन जायगा—

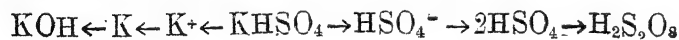


(३) पोटैसियम क्लोराइड को सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ प्रतिकृत करने पर पहले पोटैसियम हाइड्रोजन सल्फेट मिलता है—



यह गुणों में सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट के समान है।

पोटैसियम परसल्फेट, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ —यदि पोटैसियम हाइड्रोजन सल्फेट का विद्युत् विच्छेदन किया जाय, और सैल में यदि एलेक्ट्रोडों के बीच में छिद्रमय परदा हो तो पोटैसियम परसल्फेट बनेगा—

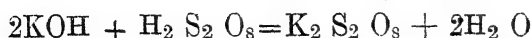


+ ऋ

— ऋ

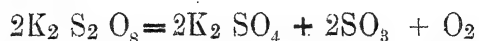
कैथोड पर

ऐनोड पर

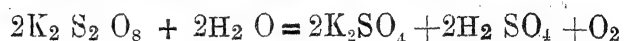


पोटैसियम परसल्फेट क्योंकि कम विलेय है, अतः आसानी से मणिभीकृत होता है।

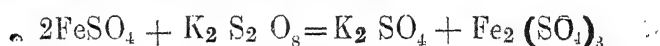
पोटैसियम परसलफेट को गरम करें तो यह गन्धक त्रिऑक्साइड और ऑक्सीजन देगा—



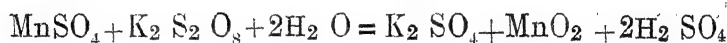
परसलफेट प्रबल उपचायक या ऑक्सीकारक होते हैं। उनके विलयनों को गरम किया जाय तो सलफेट और ऑक्सीजन देते हैं—



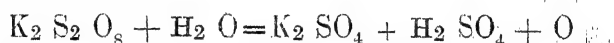
फेरस लवणों को फेरिक में परिणत करते हैं—



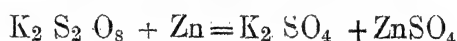
इसी प्रकार ये मैंगनस लवणों की मैंगनीज़ द्विऑक्साइड में परिणत करते हैं—



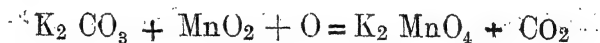
इसी प्रकार क्रोमियम लवणों को क्रोमेटों में परिणत करते हैं, और पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में से आयोडीन मुक्त करते हैं। इन प्रतिक्रियाओं का सार यह है—



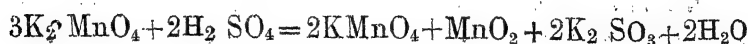
यह मुक्त ऑक्सीजन ही समस्त इन प्रतिक्रियाओं में काम आता है। परसलफेट के विलयन में जस्ता धातु भी धुल जाती है—



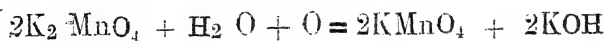
पोटैसियम परमैंगनेट, $KMnO_4$ —इसका उल्लेख मैंगनीज़ लवणों के साथ किया जायगा। यह लवण पाइरोलूसाइट, MnO_2 , से तैयार किया जाता है। इसे पोटैसियम कार्बोनेट या कास्टिक पोटाश के साथ गलाते हैं। पहले तो एक हरा सा पदार्थ मिलता है, जो पोटैसियम मैंगनेट, $K_2 MnO_4$, है। यह प्रतिक्रिया पोटैसियम नाइट्रेट की उपस्थिति में आसानी से होती है—



इस हरे मैंगनेट के विलयन में यदि सल्फ्यूरिक एसिड डाला जाय, तो पोटैसियम परमैंगनेट प्राप्त होता है जिसके विलयन का रंग लाल होता है, प्रतिक्रिया में मैंगनीज़ द्विऑक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है—

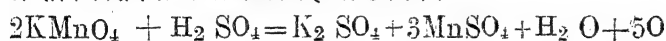


इस विधि में मैंगनीज की काफी क्षति होती है, अतः अब तो परमैंगनेट विद्युत् विच्छेदन की विधि से तैयार किया जाने लगा है। पोटैसियम मैंगनेट का उपचयन करने के लिये लोहे के एलेक्ट्रोड प्रयोग किये जाते हैं, जो परदे द्वारा पृथक् रहते हैं। ऐनोड पर उपचयन होता है।

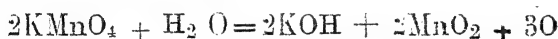


यह प्रबल उपचायक अर्थात् ऑक्सीकारक पदार्थ है। शिथिल, क्षारीय और अम्लीय तीनों प्रकार के विलयनों में यह उपचयन करता है। यह कीटाणु-हर भी है। इसकी प्रतिक्रियाओं का उल्लेख आगे किया जावेगा, इसके मणिम गहरे रंग के हरी आभा लिये होते हैं। १५° पर १०० ग्राम पानी में ६.४५ ग्राम घुलता है।

अम्लीय विलयनों में ऑक्सीकरण या उपचयन—



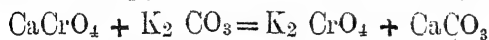
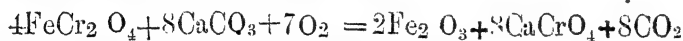
क्षारीय विलयनों में उपचयन—



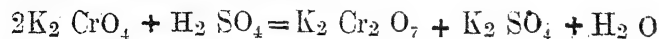
इसके मणिम हाइड्रोजन में गरम करने पर जलने लगते हैं—



लाल पोटाश या पोटैसियम दिक्रोमेट, $K_2Cr_2O_7$ —यह पदार्थ भी विशेष ऑक्सीकारक है, और इसका बहुत उपयोग होता है। इसका विशेष उल्लेख क्रोमियम के अध्याय में होगा। क्रोम-आयरन खनिज को पीसते हैं और फिर भूतते हैं। फिर चूना और पोटैसियम कार्बोनेट के साथ इसे उपचायक या ऑक्सीकारक ज्वाला में गरम किया जाता है। ऐसा करने पर पोटैसियम क्रोमेट, K_2CrO_4 , बनता है—



पोटैसियम क्रोमेट विलेय है। पानी में घोल कर इसके पीले मणिम जमाये जा सकते हैं। पोटैसियम क्रोमेट में यदि संलप्रयूरिक ऐसिड मिला दिया जाय तो पोटैसियम दिक्रोमेट बन जायगा।

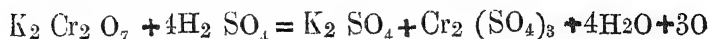


पोटैसियम दिक्रोमेट के मणिम लाल होते हैं। ये १५° पर १०० ग्राम पानी में १० ग्राम और १००° पर ६४ ग्राम विलेय हैं।

ऐसिड के अभाव में ये इस प्रकार उपचयन करते हैं—



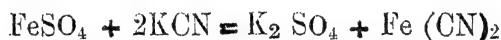
ऐसिड की उपस्थिति में उपचयन इस प्रकार होता है—



जिलेटिन और दिक्रोमेट का विलयन धूप में रखने पर काला पड़ जाता है और जिलेटिन विलेय बन जाती है। “फोटोग्राफिक कार्बन प्रिंटिंग” का आधार इसी प्रतिक्रिया पर है।

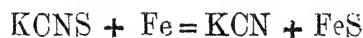
पोटैसियम फेरोसायनाइड और फेरिसायनाइड, $K_4Fe(CN)_6$ और $K_3Fe(CN)_6$ —कोल गैस में जो हाइड्रोसायनिक ऐसिड होता है उसका उपयोग आज कल फेरोसायनाइड बनाने में करते हैं।

(१) यदि शुद्ध फेरस सल्फेट के विलयन को पोटैसियम सायनाइड में डालें, तो पहले तो भूरा अवक्षेप आवेगा जो सायनाइड के आधिक्य में घुलता जायगा। जब थोड़ा सा स्थायी अवक्षेप प्रकट होने लगे, विलयन को छान लो। इस विलयन को सुखाकर फेरोसायनाइड के पीले मणिम प्राप्त किये जा सकते हैं—



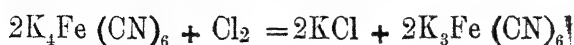
(२) कोई भी नाइट्रोजन-युक्त कार्बनिक पदार्थ (जैसे सीध, चमड़ा, अन्न, आदि) लोहे के चूरे और पोटैसियम कार्बोनेट के साथ यदि गलाया जाय तो पोटैसियम फेरोसायनाइड मिलेगा।

(३) सर्वथा शुष्क पोटैसियम थायोसायनेट को गलाकर यदि लोहे के चूरे के साथ (हवा या ऑक्साइडों की अनुपस्थिति में) गरम करें, और फिर गलित पदार्थ को पानी के साथ उबाला जाय तो पोटैसियम फेरोसायनाइड का विलयन मिलेगा—



पोटैसियम फेरोसायनाइड के मणिम सुन्दर पीले रंग के होते हैं। १०० ग्राम पानी में १५° पर इनकी विलेयता २८ ग्राम और १००° पर १०० ग्राम होती है।

पोटैसियम फेरोसायनाइड के विलयन में यदि क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय तो पोटैसियम फेरिसायनाइड, $K_3Fe(CN)_6$, बनता है।



इसके मणिम महोगनी लाल रंग के होते हैं। १०० ग्राम पानी में 15° पर ये ४० ग्राम और 100° पर ८० ग्राम घुलते हैं। यह हल्का सा उपचायक पदार्थ है। फेरोसायनाइड और फेरिसायनाइड का उपयोग लोहे के लवणों के साथ की प्रतिक्रिया में है।

पोटैसियम लवणों की पहिचान—पोटैसियम लवण सोडियम लवणों की उपस्थिति में भी कोबल्ट के नीले कांच में ज्वाला का रंग देखकर पहचाने जा सकते हैं। ज्वाला बैंगनी रंग की प्रतीत होगी। पोटैसियम लवणों के रश्मिचित्र में दो रेखाएँ 7667 \AA और 7663 \AA लाल प्रान्त में और एक 8084 \AA बैंगनी प्रान्त में होती है।

पोटैसियम परक्लोरेट, पोटैसियम फॉस्फोटंग्सटेट, पोटैसियम ऐसिड टारट्रेट और पोटैसियम क्लोरोसैटेनेट ये लवण अविलेय हैं। विश्लेषणात्मक रसायन में इनके आधार पर पोटैसियम लवणों का परिमापन किया जाता है।

जिस विलयन में पोटैसियम की जाँच करना हो उसमें से अमोनियम आदि लवण निकाल देने के अनन्तर इस प्रकार परीक्षण करो—

(१) विलयन में प्लैटिनम चतुष्कोराइड, H_2PtCl_6 , का विलयन डाल कर उतना ही आयतन एल्कोहल का डालो। K_2PtCl_6 का पीला अवक्षेप आवेगा।

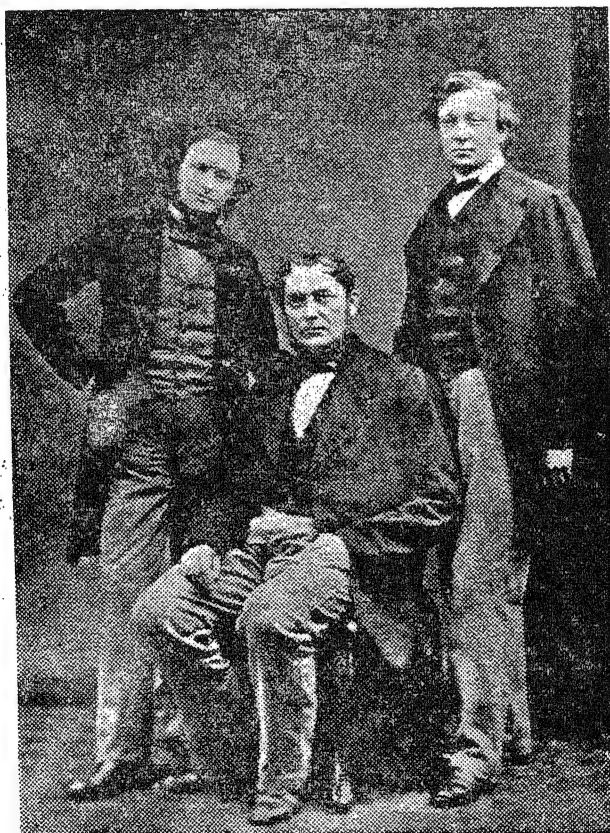
(२) विलयन में परक्लोरिक ऐसिड का २०% विलयन थोड़ा सा डालो और उतने ही आयतन एल्कोहल मिलाओ। पोटैसियम परक्लोरेट का सफेद अवक्षेप आवेगा।

(३) सोडियम कोबल्ट-नाइट्राइट का विलयन पोटैसियम लवण में डालने पर पीला अवक्षेप पोटैसियम कोबल्ट-नाइट्राइट का आवेगा।

(४) सोडियम पिक्नेट का विलयन पोटैसियम लवणों के साथ पीला मणिभीय या रवेदार अवक्षेप पोटैसियम पिक्नेट का देता है।

रुबीडियम, Rb.

सन् १८६१ में बुन्सन और करशाफ (Bunsen and Kirchhoff) ने लेपिडोलाइट (Lepidolite) खनिज का विशेष अध्ययन किया। उन्होंने द्वार तत्त्वों को स्पेक्ट्रियम क्लोराइड से अवक्षिप्त किया। अवक्षेप को बार-बार उबलते पानी से धोया। बाद को जो कम विलेय पदार्थ रह गया उसका वर्णानुक्रम परीक्षण (Spectrum analysis) किया। वर्णानुक्रम दर्शक में उन्हें लाल, हरे और पीले प्रान्तों में नयी रेखाएँ मिलीं। इनके आधार पर उन्हें निश्चय हो गया कि इस खनिज में नये द्वार तत्त्व हैं। सूर्य के वर्णानुक्रम के



चित्र-५६—बुन्सन, करशॉफ और रास्को

लाल प्रान्त के सिरे की ओर दो चटक लाल जो रेखाएँ थीं उनके आधार पर ही नये तत्त्व का नाम रुबीडियम (रुबिडस = लाल) दिया गया।

रुबीडियम चार तत्त्वों के साथ काफी विस्तृत पाया जाता है। खनिजों में सब से अधिक लेपिडोलाइट में है। हुनसन और करशॉफ ने जिस खनिज पर काम किया था उसमें ०.२४% Rb_2O था। दक्षिण पश्चिमी अफ्रीका के एक लेपिडोलाइट में १.७३% पाया गया। पोल्यूसाइट, ल्यूसाइट, कानैलाइट आदि खनिजों में भी थोड़ा सा है। चुकन्दर, तमाखू, कहवा, चाय आदि अनेक वनस्पतियों में भी रुबीडियम मिलता है।

नष्टकर्षण—प्रत्येक खनिज में रुबीडियम, सोडियम, पोटैशियम और सीज़ियम के साथ पाया जाता है। इन चार तत्त्वों के विलयन में अमोनियम फिटकरी डाली जाती है, और फिर विलयन का मणिभीकरण करते हैं। सब से पहले रुबीडियम और सीज़ियम की फिटकरियाँ पृथक् होती हैं।

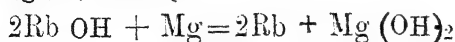
ऐसिड टारट्रेट, कोवलिटाइट्राइट और क्लोरोफ्लैटिनेटों की विलेयताओं के आधार पर भी ये चार तत्त्व पृथक् किये जा सकते हैं।

रुबीडियम को सीज़ियम से पृथक् करने के लिए आंशिक मणिभीकरण का आश्रय लेना पड़ता है। नोयस और ब्रे (Noyes and Bray) के अनुसार सोडियम नाइट्राइट और विसमथ नाइट्रेट का ऐसीटिक ऐसिड में विलयन रुबीडियम और सीज़ियम को पोटैशियम से पृथक् करने में अच्छा माना गया है। सीज़ियम का अवक्षेप $[Cs_2NaBi(NO_3)_6]$ रुबीडियम के इसी प्रकार के अवक्षेप से कम विलेय है।

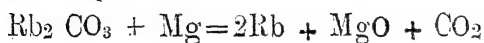
सिलिकोटंगस्टिक ऐसिड डालने पर $4CsO, SiO_2, 12WO_3$ का तो अवक्षेप आता है पर रुबीडियम सिलिकोटंगस्टेट का अवक्षेप नहीं आता।

सोडियम, पोटैशियम और रुबीडियम के फ्लोओसिलिकेट सीज़ियम के लवण की अपेक्षा बहुत कम विलेय है।

धातु-कर्म—(१) रुबीडियम सायनाइड या गले हुए रुबीडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से धातु मिल सकती है। रुबीडियम हाइड्रॉक्साइड को ऐल्यूमीनियम या मैगनीशियम के साथ गरम करके रुबीडियम धातु मिल सकती है।



(२) रुबीडियम कार्बोनेट को कार्बन या मैगनीशियम के साथ गरम करके धातु मिलती है—



क्षार लवणों की विलेयताएँ

१०० ग्राम पानी में

	लीथियम	सोडियम	पोटैसियम	रुबीडियम	सीज़ियम
घ ₂ Al ₂ (SO ₄) ₃ .24H ₂ O	—	११० (१५°)	५७ (०°)	१३ (०°)	०.३४ (०°)
घ ₂ Pt Cl ₆	विलेय	पष्ठहाइड्रेट ६६ (१५°)	०.७४ (०°)	०.१८४ (०°)	०.०२४ (०°)
घ HC ₄ H ₄ O ₆	—	सामान्यट्राइट २६ (६°)	०.३७ (०°)	१.१८ (२५°)	६.७ (२५°)
६ घ NO ₂ .2Co(NO ₃) ₃ .3H ₂ O	—	विलेय	०.०६ (०°)	०.००५०५ (१७°)	०.००४६७ (१७°)
घ ClO ₄	विलेय	२०६ (१५°)	०.७५ (०°)	०.०५६ (१८.५°)	०.८ (०°)
घ IO ₄	विलेय	विलेय	०.६६ (१३°)	०.६५ (१३°)	२.१५ (१५°)
घ MnO ₄	—	विलेय	२.८३ (०°)	५.५ (०°)	०.०६७ (१०°)
घ ₂ SiW ₁₂ O ₄₂	—	—	—	—	०.००५ (२०°)
घ ₂ SiF ₆	७३ (१७°)	०.६५ (१७.५°)	०.१२ (१७.५°)	०.१६ (२०°)	६० (१७°)

धातु के गुण—यह चाँदी के समान श्वेत धातु है। यह— 10° पर भी मोम के समान नरम रहती है। यह धातु एलकोहल में विलेय है। इसके द्रवणांक (37.5°) और कथनांक (68.6°) पहले दिये जा चुके हैं। हवा में स्वयं जल उठती है और Rb_2O और RbO_2 ऑक्साइड बनते हैं। ठंडे पानी से ही प्रतिक्रिया करके हाइड्रॉक्साइड, $RbOH$, देती है। यह अम्लों के साथ भी तीव्र प्रतिक्रिया करती है। यह धातु मिट्टी के तैल में सुरक्षित नहीं रखी जा सकती। सुरक्षित रखना हो तो शून्य में या हाइड्रोजन के वातावरण में इसे रखना चाहिये। पोटैसियम के समान इस में भी रेडियोऐक्टिव गुण होते हैं। यह बीटा-किरण देती है। इसका अर्ध-जीवन काल 10^{11} वर्ष दृढ़रता है।

यौगिक—रुबीडियम के यौगिक पोटैसियम यौगिकों के समरूपक (isomorphous) हैं और पोटैसियम यौगिकों की अपेक्षा अधिकतर अधिक विलेय हैं। रुबीडियम अनेक अविलेय लवण देता है, जैसे क्लोरोसैटिनेट, Rb_2PtCl_6 ; परक्लोरेट, $RbClO_4$; सिलिकोफ्लोराइड $RbSiF_6$; ऐसिड टारट्रेट, $COOH \cdot CH(OH) \cdot CH(OH) \cdot COORb$ इनकी विलेयतायें साथ में दी गयी सारणी में अंकित हैं। हैलोजनों के साथ रुबीडियम अनेक बहुहैलाइड जैसे $RbIBr_3$, $RbICl_4$ आदि देता है। रुबीडियम लवण ज्वाला को बैंगनी रंग देते हैं।

सीज़ियम, Cs.

सन् १८४६ में प्लैटनर (Plattner) ने पौलुक्स (pollux) या पौल्यूसाइट नामक खनिज का जब विश्लेषण किया, तो सब ज्ञात द्रव्यों की मात्रा निकालने पर भी योग ६२.७५ प्रतिशत रहा। ऐसी कमी क्यों रही, इस रहस्य का बहुत दिनों तक पता न चला। सन् १८६४ में पिसानी (Pisani) ने उसी खनिज का विश्लेषण करके यह पता लगाया कि जिसे प्लैटनर ने पोटैसियम समझा था, वह वस्तुतः एक भारी तत्त्व सीज़ियम था। सीज़ियम के परमाणुभार के हिसाब पर जो शोधन किया गया उससे प्लैटनर का विश्लेषण ठीक निकला।

सन् १८६० में बुनसन और करशॉफ ने अपने बनाये नये स्पेक्ट्रोस्कोप से यह देखा कि कुछ चश्मों के पानी में धुले पदार्थ नीले प्रान्त में कुछ नयी रेखाएँ देते हैं। उन्होंने यह ठीक समझा कि ये रेखाएँ एक नये तत्त्व

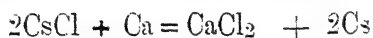
की विद्यमानता की सूचक हैं। इस तत्त्व का नाम उन्होंने सीज़ियम दिया (सीज़ियम—आकाश नीलिमा) स्पेक्ट्रोस्कोप की सहायता से खोजा गया यह पहला नया तत्त्व था। बाद को तो रुबीडियम, थैलियम, इंडियम, गैलियम आदि अनेक नये तत्त्वों का आविष्कार इसकी सहायता से हुआ।

सीज़ियम अन्य चार तत्त्वों के साथ थोड़ी सी मात्रा में प्रकृति में बहुत विस्तृत है। खनिज पौल्यूसाइट (या पौलुक्स) जल युक्त सीज़ियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट है— $H_2O, 2Cs_2O, 2Al_2O_3, 9SiO_2$ इसमें ३४% Cs_2O_2 होता है। लेपिडोलाइट में ०.०८ से ०.७२ प्रतिशत तक Cs_2O_2 होता है। तम्बाकू में भी थोड़ा सा पाया जाता है, पर अन्य वनस्पतियाँ इसका विशेष शोषण नहीं करती हैं। पोटैसियम के अभाव में तो सीज़ियम वनस्पतिक जीवन के लिये विष का काम करता है। अन्य प्राणियों के लिये भी यह विषैला है।

निष्कर्षण—१. पौल्यूसाइट के महीन चूर्ण को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ जल ऊष्मक पर विभाजित करते हैं। इस अम्लीय विलयन को या तो ऐण्टीमनी त्रिक्लोराइड के साथ प्रतिकृत करते हैं, जिससे ऐण्टीमनी और सीज़ियम का द्विगुण क्लोराइड अवक्षिप्त हो जाता है— $3CsCl \cdot 2SbCl_3$ **अथवा दूसरी विधि में इसमें अमोनियम फिटकरी के रवे आधिक्य में डालते हैं। इसका मणिभीकरण करने पर पहले मणिम सीज़ियम फिटकरी,** $CsAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ **के आते हैं।**

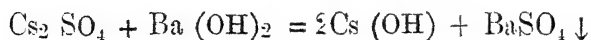
२. लेपिडोलाइट से—इसके महीन चूरे को कैल्सियम कार्बोनेट और अमोनियम क्लोराइड के साथ गरम किया जाता है, और फिर यानी के साथ अच्छी तरह हिलाते हैं। छुने विलयन को उड़ा कर गाढ़ा कर लेते हैं। इसमें फिर सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ते हैं। ऐसा करने पर कैल्सियम सल्फेट अवक्षिप्त हो जाता है। विलयन को फिर सोडियम कार्बोनेट से शिथिल करते हैं। जब सब कैल्सियम दूर हो जाय, तो विलयन में क्लोरोप्लैटिनिक एसिड छोड़ते हैं। ऐसा करने पर रुबीडियम और सीज़ियम दोनों के क्लोरोप्लैटिनेट अवक्षिप्त हो जाते हैं। हाइड्रोजन के प्रयोग से विलयन में से प्लैटिनम का आधिक्य अवक्षिप्त कर लिया जाता है और सीज़ियम और रुबीडियम प्लैटिनिक्लोराइड विलयन में रह जाते हैं। दोनों का फिर आंशिक मणिभीकरण किया जाता है, पहले सीज़ियम के रवे आते हैं और फिर रुबीडियम के।

धातु-कर्म—(१) सब से पहले सन् १८८१ में सेटरबर्ग (Setterberg) ने सीज़ियम सायनाइड और बेरियम सायनाइड के मिश्रण के विद्युत् विच्छेदन से सीज़ियम धातु पायी। (२) सीज़ियम हाइड्रॉक्साइड को निकेल के भभके में ऐल्यूमीनियम के साथ रक्तप्त करने पर भी धातु मिलती है। (३) सीज़ियम हाइड्रॉक्साइड या कार्बोनेट को हाइड्रोजन के प्रवाह में मैग्नीशियम के साथ गरम करके भी इसे बना सकते हैं—
 $2CsOH + H_2 = 2Cs + 2H_2O$. (४) सीज़ियम क्लोराइड को कैल्शियम के साथ गरम करके भी बनाते हैं।



गुण—शुद्ध सीज़ियम चाँदी के समान चमकने वाली श्वेत धातु है। पर बहुधा ऑक्साइड या नाइट्राइड से मिली रहने के कारण इसका रंग सुनहरा प्रतीत होता है। यह धातुओं में सब से अधिक नरम है। इसका द्रवणांक 26.5° है अर्थात् हमारे गरमी के दिनों में यह पिघल जायगी। हवा में खुली छोड़ देने पर यह शीघ्र मैली हो जाती है और अशुद्धियों के प्रभाव से पिघल जाती है अथवा आग पकड़ लेती है। ऐसा होने पर ऑक्साइड बन जाता है।— 116° के नीचे तापक्रम पर सीज़ियम और पानी की प्रतिक्रिया नहीं होती है। (रुबीडियम और पानी के लिए यह निम्नतम सीमा— 104° , पोटेसियम के लिये— 105° और सोडियम के लिये— 64° है)। सोडियम सब ज्ञात धातुओं की अपेक्षा अधिक सक्रिय और विद्युत् धनात्मक है। इसका परमाणु-आयतन भी सब से अधिक है। इस धातु का घनत्व 1.87 है, पर फिर भी यह पानी पर तैरता है, और शीघ्र लाल बैंगनी रंग की ज्वाला से जलने लगता है।

यौगिक—सीज़ियम के यौगिक सोडियम आदि द्वारा यौगिकों के समान होते हैं। इसके हैलाइड, कार्बोनेट, बाइकार्बोनेट, सल्फेट, नाइट्रेट, सायनाइड आदि तैयार किये गये हैं। सीज़ियम सल्फेट में बैराइट विलयन डालकर सीज़ियम हाइड्रॉक्साइड तैयार किया गया है—

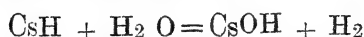


यह सब द्वारा से अधिक प्रबल है।

सीज़ियम ऑक्सीजन से संयुक्त होकर Cs_2O और परॉक्साइड, Cs_2O_2 , देता है। ये ऑक्साइड पानी के साथ हाइड्रॉक्साइड देते हैं।

$\text{Cs}_2 \text{O}_3$ और $\text{Cs}_2 \text{O}_4$ (और संभवतः $\text{Cs}_3 \text{O}$, $\text{Cs}_4 \text{O}$ और $\text{Cs}_7 \text{O}$) इसके अन्य मुख्य ऑक्साइड हैं।

ऊँचे तापक्रम पर सीज़ियम हाइड्रोजन के साथ संयुक्त होकर सीज़ियम हाइड्राइड, CsH , देता है। यह नीचे तापक्रमों पर अस्थायी है और पानी के साथ उग्रता से प्रतिकृत होता है—



नाइट्रोजन के साथ यह नाइट्राइड, $\text{Cs}_3 \text{N}$, और एज़ोइमाइड, CsN_3 , देता है।

सीज़ियम में द्विगुण संकीर्ण लवण बनाने की क्षमता बहुत अधिक है। फलतः यह कई प्रकार के हैलोजन यौगिक देता है— CsI_3 , CsBr_3 , $\text{CsI}_2 \text{Br}$, CsIBr_2 , CsFICl_3 , CsI_6 । द्विक्लोरोआयोडाइड, $\text{CsCl}_2 \text{I}$, इन यौगिकों में विशेष उल्लेखनीय है, यह मणिभीय स्थायी पदार्थ है।

सीज़ियम के अविलेय यौगिकों की विलेयताएँ पीछे दी जा चुकी हैं।

सीज़ियम धातु और उसके धातु संकरों का उपयोग फोटो-इलेक्ट्रिक सैल में विशेष किया जाता है। रेडियो नलियों में भी इसका प्रयोग होता है।

अमोनियम लवण

अमोनियम लवणों में और चार बों के लवणों में बड़ी समानता है। अतः हम इनका उल्लेख यहाँ ही कर देना उचित समझते हैं। अमोनिया, NH_3 , के लवण हाइड्रोजेन-ऐसिडों के साथ मिलने पर NH_4^+ मूल देते हैं जिसे “अमोनियम” कहा जाता है—

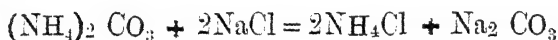


अमोनियम मूल सोडियम आदि के समान अनात्मक एक-संयोज्य है।

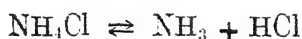
अमोनियम संरस (एमलगम)—जब सोडियम संरस (एमलगम) अमोनियम क्लोराइड के संसर्ग में आता है तो यह फूलने लगता है। ऐसा होने पर अमोनियम एमलगम बनता है। नम नौसादर (अमोनियम क्लोराइड) में थोड़ा सा पारा मिला कर यदि इसमें बिजली की धारा प्रवाहित करें, तो भी अमोनियम संरस बन जायगा। अमोनियम संरस का बनना इस बात का द्योतक है कि अमोनियम मूल स्थितंत्र स्थिति रखता है, यद्यपि इसके पृथक् करने की चेष्टाएँ पूरी तरह सफल नहीं हो सकी हैं।

अमोनियम फ्लोराइड, NH_4F —यह अमोनिया और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनता है। यह श्वेत रवेदार पदार्थ है। शराब के व्यवसाय में इसका उपयोग होता है।

अमोनियम क्लोराइड, NH_4Cl —इसका पुराना नाम नवसार या नौसादर (sal ammoniac) है, और यह बहुत पुराने समय से व्यवहार में आता है। ऊँट के विष्टा के काजल को उसमें नमक मिला कर गरम किया जाता था। ऐसा करने पर नौसादर उड़ने लगता था जिसे फिर ठंडा करके चूर्ण प्राप्त कर लेते थे। ऊँट की विष्टा के काजल में अमोनियम कार्बोनेट रहता है—

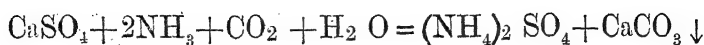


अमोनियम क्लोराइड आजकल अमोनियम सल्फेट के विलयन को नमक के साथ उबाल कर अथवा अमोनिया गैस को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में सोख कर बनाते हैं। इसके स्वच्छ घनाकृतिक श्वेत मणिम होते हैं। यह 15° पर १०० ग्राम पानी में ३५ ग्राम, और 100° पर ७७ ग्राम विलेय है। गरम करने पर यह 337° पर उड़ने लगता है। 400° पर इसका वाष्प-घनत्व जितना है उसके आधार पर इसका अणुभार आधे के लगभग ठहरता है। वात यह है कि ऊँचे तापक्रमों पर यह निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार विघटित होने लगता है—



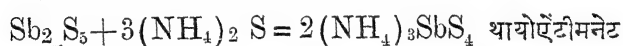
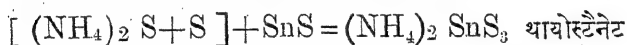
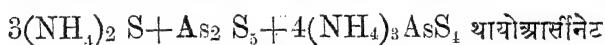
ऊँचे तापक्रमों पर प्रसरण विधि (diffusion) द्वारा अमोनिया और हाइड्रोक्लोरिक एसिड की वाष्पें अलग अलग की जा सकती हैं।

अमोनियम सल्फेट, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4$ —इसका उपयोग खाद के रूप में बहुत होता है। कोयले के भभके के बाद जो द्रव बच रहता है उसमें अमोनियम लवण होते हैं। इनको चूने से प्रतिकृत करते हैं। ऐसा करने पर जो अमोनिया निकलती है उसे गन्धक के तेज़ाब में सोख लेते हैं। अथवा कभी कभी तपाये हुए जिप्सम (CaSO_4) को पानी में छितराते हैं, और अमोनिया गैस और कार्बन डिऑक्साइड इसमें प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर कैल्सियम कार्बोनेट का जो अवक्षेप आता है, छान कर अलग कर देते हैं। विलयन में से अमोनियम सल्फेट के मणिम प्राप्त कर लेते हैं।



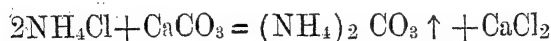
हमारे देश में टाटा आदि के लोहे के कारखानों में अमोनियम सल्फेट भी बनता है। पर अब यह पहले की अपेक्षा कम बनने लगा है। सन् १९३१ में १२१३३ टन था, सन् १९३२ में ६४७४ टन ही। विदेश से भी यह लवण बहुत आता है।

अमोनियम सल्फाइड, NH_4HS , और, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ —जब अमोनिया के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित की जाती है तब अमोनियम हाइड्रोसल्फाइड, NH_4HS , बनता है। पर यदि अमोनिया अधिक हो और तापक्रम— 15° के निकट हो, तो अमोनियम सल्फाइड, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, के नीरंग मणिम प्राप्त होते हैं। यदि अमोनिया के विलयन में गन्धक पुष्प आसृत (suspend) कर दिये जायं, और फिर हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित की जाय, तो पीला अमोनियम बहुसल्फाइड, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$, प्राप्त होता है, जिसका उपयोग विश्लेषणात्मक परीक्षण में (आर्सेनिक, एंटीमनी, और वंग के परीक्षण में) किया जाता है।

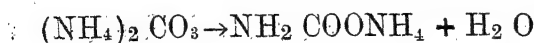


इस प्रकार के लवण आर्सेनिक, एंटीमनी और वंग के सल्फाइडों के साथ बनते हैं, जो सब विलेय हैं।

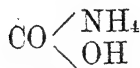
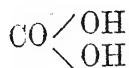
अमोनियम कार्बोनेट, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ —यदि दो भाग खड़िया का १ भाग अमोनियम क्लोराइड या सल्फेट के साथ ऊर्ध्वपात (sublime) किया जाय तो अमोनियम कार्बोनेट बनेगा जिसकी वाष्पों को सीसे के कमरों में ठंढा किया जाता है—



अमोनियम कार्बोनेट का पानी में जो विलयन होता है, उसमें अमोनियम कार्बोनेट भी रहता है—



यह कार्बेमिक ऐसिड, NH_2COOH , का अमोनियम लवण है—

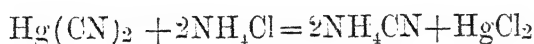


कार्बोनिक एसिड कार्बोनिक एसिड

अमोनियम सायनाइड, NH_4CN —अमोनियम क्लोराइड को पोटैशियम फेरोसायनाइड के साथ गरम करने पर यह बनता है—

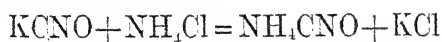


अथवा मरक्यूरिक सायनाइड और अमोनियम क्लोराइड के योग से बनता है—

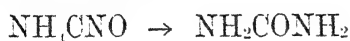


यह पानी और एल्कोहल दोनों में विलेय है, और प्रबल विष है।

अमोनियम सायनेट, NH_4CNO —यदि अमोनियम क्लोराइड और पोटैशियम सायनेट के विलयनों को गरम किया जाय तो विलयन में अमोनियम सायनेट बनेगा—

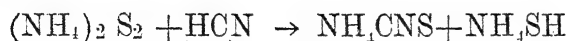


पर यह यौगिक शीघ्र ही अणु-आन्तरिक परिवर्तन कर लेता है, और यूरिया बन जाता है—

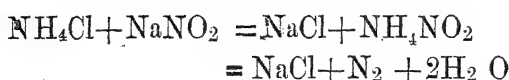


वूह्लर (Wohler) ने इस विधि से सर्व प्रथम एक ऐसे कार्बनिक पदार्थ का संश्लेषण किया जो प्रकृति में पाया जाता था। इस प्रयोग ने रसायन-जगत् में एक नया संश्लेषण युग प्रारंभ कर दिया।

यदि पीले अमोनियम सल्फाइड के विलयन को हाइड्रोसायनिक एसिड के साथ गरम किया जाय तो अमोनियम थायोसायनेट, NH_4CNS , बनेगा—



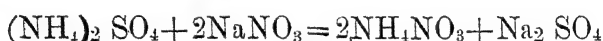
अमोनियम नाइट्राइट, NH_4NO_2 —यह पदार्थ बहुत अस्थायी है। यदि अमोनियम क्लोराइड और सोडियम नाइट्राइट के विलयनों को मिलाकर गरम किया जाय तो नाइट्राइट शीघ्र विभाजित हो जाता है और नाइट्रोजन निकलता है—



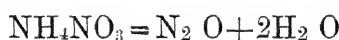
पर यदि दोनों के मिले विलयन को बहुत ठंडा किया जाय, और शून्य में उड़ाया जाय तो अमोनियम नाइट्राइट के मणिम मिलेंगे।

आर्सीनियस ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के योग से निकली लाल गैसों को यदि अमोनिया में या ठोस अमोनियम कार्बोनेट में ठंडे तापक्रम पर शोषित किया जाय, तो भी अमोनियम नाइट्राइट बनेगा। यह विस्फोटक जलग्राही ठोस पदार्थ है।

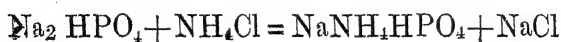
अमोनियम नाइट्रेट, NH_4NO_3 —नाइट्रिक एसिड और अमोनिया के योग से अथवा अमोनियम सल्फेट और सोडियम नाइट्रेट की विनिमय प्रतिक्रिया से यह बनता है—



इसके नीरंग मणिम कई आकार के होते हैं। 15° पर 100 ग्राम पानी में यह 106 ग्राम घुलता है। गरम किये जाने पर नाइट्रस ऑक्साइड देता है—

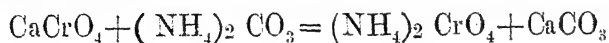


अमोनियम फॉस्फेट—अमोनियम फॉस्फेट, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ और $(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4$, शक्कर के साफ करने में और अग्निजित् (fireproof) कपड़ों के तैयार करने में प्रयुक्त होते हैं। सोडियम अमोनियम हाइड्रोजन फॉस्फेट, $\text{Na} \cdot \text{NH}_4 \cdot \text{H} \cdot \text{PO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, माइक्रोकोस्मिक लवण कहलाता है। फॉस्फोरिक एसिड के विलयन के तीन हिस्से करते हैं। पहले हिस्से को कास्टिक सोडा से, और दूसरे को अमोनिया से शिथिल कर लेते हैं। ऐसा करने पर (१) Na_3PO_4 , (२) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ और (३) H_3PO_4 तीनों अलग अलग मिले। तीनों के विलयनों को साथ मिला कर यदि उड़ाया जाय तो माइक्रोकोस्मिक लवण के मणिम मिलेंगे। यह लवण ६ ग्राम अमोनियम क्लोराइड और ३६ ग्राम मामूली सोडियम फॉस्फेट, Na_2HPO_4 , को साथ साथ थोड़े से गरम पानी में घोलने पर भी मिलेगा। सोडियम क्लोराइड का अवक्षेप आयेगा जिसे छान कर अलग किया जा सकता है—

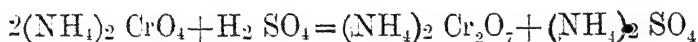


मेगनोशियम आदि लवणों के अवक्षेपण में इसका प्रयोग-रसायन में उपयोग होता है।

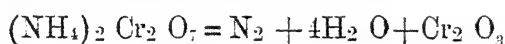
अमोनियम द्विक्रोमेट, $(\text{NH}_4)_2 \text{Cr}_2 \text{O}_7$ —कैलसियम क्रोमेट में अमोनियम कार्बोनेट मिलाकर अमोनियम क्रोमेट का विलयन मिलता है—



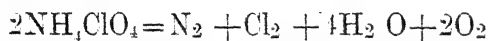
इसमें सल्फ्यूरिक एसिड डालने पर क्रोमेट द्विक्रोमेट में परिणत हो जाता है।



यह गहरे लाल रंग का मणिभीय पदार्थ होता है। इसे गरम करने पर नाइट्रोजन निकलता है, और क्रोमिक ऑक्साइड भी। अंधेरे में गरम करने पर मणिभों में से रोशनी निकलती प्रतीत होगी।



अमोनियम क्लोरेट और परक्लोरेट—अमोनियम क्लोरेट, $\text{NH}_4\text{-ClO}_3$, प्रबल विस्फोटक है, पर परक्लोरेट, $\text{NH}_4 \text{ClO}_4$, अधिक स्थायी है। 200° तक गरम करने पर यह आग पकड़ लेता है और पीली ज्वाला निकलती है—

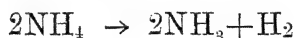


अमोनियम मॉलिब्डेट, $(\text{NH}_4)_6 \text{Mo}_7 \text{O}_{24} \cdot 4 \text{H}_2 \text{O}$ —मॉलिबडीनम का खनिज, मालिब्डनाइट, MoS_2 , जब हवा में भूना जाता है, तो मॉलिब्डनम त्रिऑक्साइड बनता है। इसे अमोनिया में घोल कर अमोनियम मॉलिब्डेट, $(\text{NH}_4)_2 \text{MoO}_4$, बनाते हैं, पर इसके जो मणिभ ज़मते हैं वे अधिक संकीर्ण हैं, जैसा कि ऊपर दिये गये सूत्र से स्पष्ट है। नाइट्रिक एसिड की उपस्थिति में अमोनियम मॉलिब्डेट फॉस्फेटों के साथ पीला अवक्षेप देता है जो $(\text{NH}_4)_3 \text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 \cdot 2\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}$ का होता है। यह अवक्षेप क्षारीय विलयनों में विलेय है। अर्सीनेट के साथ भी ऐसा ही अवक्षेप आता है।

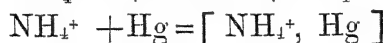
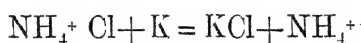
अमोनियम मूल— NH_4 —गैस अमोनिया एसिडों के साथ जो लवण बनाती है, उन्हें लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने अमोनिया-एसिड योग माना था। इस आधार पर ड्यूमा (Dumas) ने अमोनियम क्लोराइड का

सूत्र NH_3, HCl समझा। डेवी (Davy) ने १८०८ में यह धारणा प्रस्तुत की कि ऐसे लवणों में अमोनियम मूल, NH_4^+ , रहता है जो क्षारीय मूलों के समान है।

सन् १८०८ में सीबेक (Seebeck) और बर्ज़ीलियस (Berzelius) ने सोडियम संरस (एमलगम) के समान अमोनियम संरस बनाया जिसका उल्लेख हम आरंभ में कर चुके हैं। यह संरस पानी के संसर्ग से हाइड्रोजन और अमोनिया देता है—



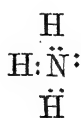
ऐसा मालूम होता है कि इस उपर्युक्त प्रतिक्रिया के अनुसार अमोनियम मूल का विभाजन हो गया है। डेवी ने पोटैशियम संरस और अमोनियम क्लोराइड के योग से भी अमोनियम बनाया—



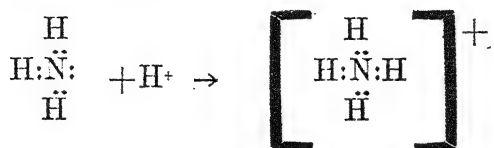
अमोनियम संरस के समान ही फाइल (Pfeil) और लिपमन (Lippman) ने चतुः मेथिल अमोनियम क्लोराइड, $\text{N}(\text{CH}_3)_4 \text{Cl}$ और पारे के साथ भी संरस तैयार किया। यह याद रखना चाहिये कि एनिलिन के लवण इस प्रकार के एमलगम नहीं देते।

सन् १६२१ में श्लूबक (Schlubach) और बेलौफ (Ballauf) ने यह देखा कि यदि द्रव अमोनिया में सोडियम का नीला विलयन द्रव अमोनिया में अमोनियम आयोडाइड के विलयन में डाला जाय तो एक नीरंग विलयन मिलता है। इन लोगों की धारणा है कि विलयन में मुक्त अमोनियम मूल (NH_4^+) है। यह -४०° के नीचे स्थायी है, पर ऊँचे तापक्रम पर हाइड्रोजन और अमोनिया में विभाजित हो जाता है।

ऋणाणु पद्धति पर अमोनियम का अणु निम्न प्रकार चित्रित किया जाता है (५ ऋणाणु नाइट्रोजन बाहरी कक्ष में, और १ ऋणाणु प्रत्येक हाइड्रोजन का) —



इस प्रकार नाइट्रोजन ऋणाणुओं का एक युग्म खाली रहता है। इस एकाकी युग्म (lone pair) से हाइड्रोजन आयन (H^+) संयुक्त होकर अमोनियम मूल बनता है—



हाइड्रोजन आयन की धनात्मक एकसंयोज्यकता अमोनियम मूल को प्राप्त होती है। सम्पूर्ण मूल को चतुष्फलक (tetrahedron) समझा जा सकता है जिसके चारों कोनों पर चार हाइड्रोजन हैं और नाइट्रोजन केन्द्र में है, यदि चारों हाइड्रोजन चार भिन्न मूलों द्वारा स्थापित कर दिये जाय तो सम्पूर्ण अणु असमसंगतिक (assymetric) हो जाता है और ध्रुवन धूर्णत्व (optical activity) प्रदर्शित करेगा। मिल्स (Mills) और वारेन (Warren) ने N (r_1, r_2, r_3, r_4) य की भाँति के जो यौगिक बनाये हैं वे इसी प्रकार के हैं।

प्रश्न

1. क्षारीय तत्व कौन कौन से हैं ? लीथियम अपने समूह के अन्य तत्वों से किस बात में भिन्न है ?
2. अयस्क या खनिजों से लीथियम धातु कैसे तैयार करोगे ?
3. कास्टिक सोडा बनाने की विधियाँ लिखो।
4. सोडियम बनाने की कास्टनर विधि क्या है ? इस धातु के मुख्य गुण लिखो और बताओ कि इसके उपयोग क्या क्या हैं ? (पंजाब १९२२)
5. क्रोमियम खनिजों से पोटैसियम दिक्रोमेट कैसे तैयार किया जाता है ? इस पदार्थ का प्रयोगशालाओं में क्या उपयोग होता है ? (प्रयाग १९३७, १९४०)
6. सोडियम थायोसलफेट के बनाने की विधि, उसके गुण एवं उसके उपयोगों का हाल लिखो।
7. अमोनियम सायनेट कैसे बनायेंगे ? इससे यूरिया कैसे बनता है ?

८. पोटैसियम लवण बहुधा किन पदार्थों से तैयार किये जाते हैं ?
 पोटैसियम कार्बोनेट, कास्टिक पोटाश और पोटैसियम नाइट्रेट व्यापारिक मात्रा में कैसे तैयार करते हैं ? (पंजाब १९२४)
९. सोडियम कार्बोनेट बनाने की सौलवे-अमोनिया-सोडा विधि क्या है ?
१०. KClO , KClO_3 और K_2PtCl_6 कैसे बनाओगे ? पूरे समीकरण लिखो ।
११. सोडियम बाइकार्बोनेट, लीथियम बाइकार्बोनेट और मैग्नीशियम बाइकार्बोनेट की तुलना करो ।
१२. अमोनियम सल्फाइड कैसे बनाओगे ? पीला अमोनियम सल्फाइड क्या है ? इसका विश्लेषण-रसायन में क्या उपयोग है ?
१३. चार तत्व अच्छे अपचायक हैं ? इसके उदाहरण दो ।

अध्याय १०

प्रथम समूह के तत्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना

मैंडलीफ के आवर्त संविभाग के प्रथम समूह के ख-उपसमूह में तीन तत्व हैं—ताँबा, चाँदी और सोना। ये तीनों तत्व तीन बृहत् श्रेणियों के सदस्य हैं। इन्हें ८ वें समूह के त्रिकू तत्वों के साथ सम्बन्धित समझना चाहिये—ताँबे के पूर्व का तत्व ८ वें समूह का निकेल है, चाँदी के पूर्व का तत्व पैलेडियम है और सोने के पूर्व का प्लैटिनम है। यह स्पष्ट है कि ताँबे के गुण निकेल से, चाँदी के पैलेडियम से और सोने के प्लैटिनम से बहुत मिलते जुलते हैं—

८ वाँ समूह			१ ले समूह का ख-उपसमूह
लोहा, कोबाल्ट, निकेल			ताँबा
२६ २७ २८			२९
रूथेनियम, रोडियम, पैलेडियम			चाँदी
४४ ४५ ४६			४७
ऑस्मियम, इरीडियम, प्लैटिनम			सोना
७६ ७७ ७८			७९

पहले समूह के चार तत्वों के पूर्व संविभाग में शून्य समूह की गैरें थीं, पर ख-उपसमूह के तत्वों के पूर्व ८वें समूह की धातुएँ हैं। इससे स्पष्ट है कि क-उपसमूह और ख-उपसमूह के तत्वों में कितना अन्तर होगा।

ख-उपसमूह के तत्वों का ऋणाणु-उपक्रम—क-उपसमूह और ख-उपसमूह के तत्वों का ऋणाणु-उपक्रम भिन्न-भिन्न है, यह बात गत अध्याय में स्पष्ट की जा चुकी है। हम ताँबे, चाँदी और सोने के उपक्रम को यहाँ देंगे—

Cu—ताँबा (२९)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s$ (क्यूप्स)
 या ... $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2$ (क्यूडिक)
 Ag—चाँदी (४७)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 5s$
 Au—सोना (७९)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}, 5s^2, 5p^6, 5d^9, 6s^2$ (औरस)
 या— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}, 5s^2, 5p^6, 5d^6, 6s^2, 6p$ (औरिक)

ताँबे के यौगिक क्यूप्रस और क्यूप्रिक होते हैं जिनमें ताँबे की संयोज्यता क्रमशः १ या २ है; सोने के यौगिक भी औरस और औरिक हैं, और इनकी संयोज्यता क्रमशः १ और ३ है। यहाँ ऋणाणु उपक्रम जो दिया गया है, वह दोनों प्रकार की संयोज्यताओं के आधार पर है। ताँबे और निकेल के उपक्रमों की तुलना के लिये हम निकेल का ऋणाणु-उपक्रम भी नीचे देते हैं—
 Ni—निकेल (२८)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4, 3d^8, 4s$ (निकेलस)
 या ... $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4, 3d^8, 4s^2$ (निकेलिक)

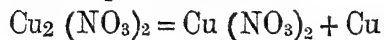
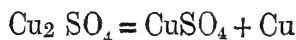
इन उपक्रमों से स्पष्ट है कि निकेल के $3d$ कक्ष में एक और ऋणाणु जोड़ देने से ताँबे के परमाणु का कक्ष तैयार हो जाता है। संविभाग में २१ वें तत्त्व स्कैंडियम से लेकर २८ वें तत्त्व निकेल तक, सब में बाहरी उपक्रम $3d$ या $4s$ अथवा $3d$ या $4s^2$ है, यही उपक्रम ताँबे का भी है। इस समूह के तत्त्वों की विशेषता है कि उनकी संयोज्यता परिवर्तनशील है—१ या ३, और ताँबे में १ या २। निकेल के यौगिकों के समान ताँबे के यौगिक भी रंगीन होते हैं—इनमें नीला या कुछ हरा रंग होता है।

निकेलस यौगिक जैसे $NiCl_2$ आयनीकरण के बाद, Ni^{++} , देते हैं, जिनके बाह्यतम कक्ष में $3d^8$ ऋणाणु हैं। यह संख्या आर्गन की $3d^{10}$ संख्या से भिन्न है, अतः निकेलस के यौगिक अनुचुम्बकीय (paramagnetic) हैं। क्यूप्रस यौगिक में जैसे $CuCl$ में, Cu^+ के बाह्यतम कक्ष में, $3d^{10}$ ऋणाणु हैं जो आर्गन के समान हैं। अतः क्यूप्रस यौगिक प्रतिचुम्बकीयता (diamagnetism) प्रदर्शित करते हैं। पर क्यूप्रिक आयन, Cu^{++} , के बाह्यतम कक्ष में $3d^9$ ऋणाणु हैं, अतः इसमें निकेलस यौगिकों के समान अनुचुम्बकीयता है।

ताँबे के समूह के तत्त्वों की विशेषतायें—जैसा कहा जा चुका है, ताँबे की दो भिन्न संयोज्यतायें हैं, १ और २ ($3d^{10} 4s \rightarrow 3d^{10}$; और $3d^9, 4s^2 \rightarrow 3d^9$)। इनमें क्रमशः १ और २ ऋणाणु पृथक् हो जाते हैं। इस प्रकार के यौगिक क्यूप्रस और क्यूप्रिक कहलाते हैं। पर क्यूप्रस आयन क्यूप्रिक बनने की चेष्टा करती रहती है, और कुछ ताम्र धातु बन जाती है—



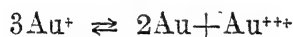
अतः बहुत धुलने वाले क्यूप्रस लवण अस्थायी होते हैं जैसे क्यूप्रस सल्फेट, फ्लोराइड या नाइट्रेट। ये शीघ्र विभाजित होकर क्यूप्रिक लवण और ताँबा धातु देते हैं—



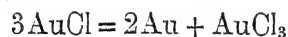
अतः यह स्पष्ट है कि क्यूप्रस श्रेणी के वे ही लवण स्थायी होंगे जिनकी विलेयता बहुत कम हो जैसे क्यूप्रस क्लोराइड, क्यूप्रस आयोडाइड या क्यूप्रस सायनाइड अथवा इसी कारण क्यूप्रस लवण बहुत शीघ्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड, हाइड्रोसायनिक एसिड या अमोनियम हाइड्रॉक्साइड में घुल कर संकीर्ण आयन बनाते हैं।

चाँदी के यौगिक बहुधा एक-संयोज्यक होते हैं और अधिक संयोज्यता नहीं प्रकट करते। अववाद रूप से ही सिलवर परौक्साइड, Ag_2O , और आर्जेण्टिक नाइट्रेट (ओज़ोन और सिलवर नाइट्रेट के नाइट्रिक एसिड की उपस्थिति में योग करने से) — $\text{Ag} (\text{NO}_3)_2$ — पाये गये हैं। आर्जेण्टिक फ्लोराइड, AgF_2 , और कुछ सर्वगं यौगिक, जैसे $[\text{Ag} (\text{py})_4] (\text{NO}_3)_2$ पाये गये हैं जिनमें चाँदी की संयोज्यता २ है — (py से अभिप्राय पिरिडिन से है)।

सोने की संयोज्यता १ और ३ है। विलेय औरस यौगिक औरस आयन, $\text{Au}^+ (5d^9, 6s \rightarrow 5d^{10})$ देते हैं, ये अस्थायी हैं और शीघ्र औरिक आयन और स्वर्ण धातु में परिणत हो जाते हैं—



इस प्रकार गरम पानी के योग से औरस क्लोराइड सोना और औरिक क्लोराइड देता है—



सोने के भी अनेक संकीर्ण यौगिक बनते हैं। इस बात में ये यौगिक प्लैटिनम यौगिकों के समान हैं। औरिक क्लोराइड या क्लोर-औरिक एसिड प्लैटिनिक क्लोराइड या क्लोरप्लैटिनिक एसिड के समान है। दोनों एमिनो के योग से मणिभीय पदार्थ देते हैं।

क-उपसमूह और ख-उपसमूह के तत्त्वों की तुलना—गत अध्याय में भी यह बात स्पष्ट की जा चुकी है कि द्वार तत्त्वों में ताँबा समूह के तत्त्वों से अधिक भिन्नता है। फिर भी यह स्पष्ट है कि यदि दूसरे समूह के ख-उपसमूह के तत्त्वों, जस्ता, कैडमियम और पारे को दूसरे समूह में रक्खा जा सकता है, तो ताँबा, चाँदी और सोने को पहले समूह में ही स्थान मिलना चाहिये।

क-उपसमूह

चार तत्त्व

समानतायें

१. न्यूनतम संयोज्यता १ है।

२. Ag_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $24\text{H}_2\text{O}$ की भाँति की फिटकरियाँ बनती हैं।

३. तत्त्वों में प्रबल क्षारता है।

भिन्नतायें

१. ये तत्त्व मुक्त रूप में प्रकृति में नहीं मिलते।

२. तत्त्व बड़े क्रियाशील हैं, अंतिम तत्त्व सीज़ियम सब से अधिक क्रियाशील है।

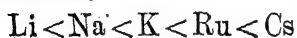
३. इनके ऑक्साइड प्रबल क्षार देते हैं, और पानी में विलेय हैं।

४. ये तत्त्व पानी, अम्ल और हवा के साथ विस्फोट-पूर्वक प्रतिक्रिया करते हैं।

५. हलके और नरम हैं और तार अच्छे नहीं खिंच सकते।

६. ये तत्त्व संकीर्ण यौगिक नहीं बनाते।

७. इन तत्त्वों की लवणों में संयोज्यता बहुधा १ होती है। विद्युत् धनात्मकता अधिक है।



ख-उपसमूह

ताँबा, चाँदी, सोना

न्यूनतम संयोज्यता १ है, चाँदी तो निश्चयात्मक रूप से १ संयोज्यता के स्थायी यौगिक देती है।

Ag_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $24\text{H}_2\text{O}$ पोटाश फिटकरी के समान ही है।

Ag_2O में भी थोड़ी सी क्षारता है।

ये तत्त्व मुक्त रूप में भी प्रकृति में पाये जाते हैं।

ये तत्त्व शीघ्र क्रिया नहीं करते। अन्तिम तत्त्व स्वर्ण सब से कम क्रियाशील है।

ये ऑक्साइड क्षारीय विलयन नहीं देते। ऑक्साइड बहुत कम घुलते हैं।

ताँबे पर इनका धीरे धीरे प्रभाव होता है, चाँदी पर और भी धीरे और सोने पर प्रभाव नहीं होता।

भारी, कठोर, और ऐसे हैं कि तार खिंच सकते हैं। घनवर्धनीय भी हैं। इसीलिये धातुओं के व्यवसाय में बहुत काम आते हैं।

ये तत्त्व बहुधा संकीर्ण आयनों के भाग बन जाते हैं— $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{++}$, $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ और $[\text{AuCl}_4]^-$ आदि।

इनकी संयोज्यतायें भिन्न भिन्न होती हैं—१, २ और ३। विद्युत् धनात्मकता हाइड्रोजन से कम है।



प्रथम समूह के तत्त्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना २७७

ताँबे के समूह के तत्त्व—ताँबे के तत्त्वों का पारस्परिक सम्बन्ध भी क्रमशः परिवर्तित होता जाता है। इसके भौतिक गुण नीचे की सारणी में दिये जाते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	आपेक्षिक ताप
२६	ताँबा	Cu	६३.५७	८.९३	१०८५°	२३१०°	०°०६३६
४७	चाँदी	Ag	१०७.८८	१०.५	९६२°	१९५५°	०°०५६
७९	सोना	Au	१९७.२	१९.३२	१०६३°	२५३०°	०°०३०३

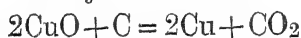
इस सारणी में दिये गये अंकों से स्पष्ट है कि ज्यों ज्यों पर. गु-भार बढ़ता जाता है, धातु का घनत्व भी क्रमशः बढ़ता जाता है, पर आपेक्षिक ताप क्रमशः घटता जाता है। द्रवणांकों और कथनांकों में कोई निश्चित क्रम दिखायी नहीं देता।

ताँबे की अपेक्षा चाँदी अधिक राजसी है, और सोना तो बहुत ही राजसी धातु है। ताँबे की घनवर्धनीयता और तन्यता चाँदी और सोने की तुलना में कम है। ताँबे पर हलके और सान्द्र दोनों प्रकार के अम्लों का शीघ्र प्रभाव पड़ता है—दही और साधारण खटाई से ही ताँबे के बर्तन हरे या नीले पड़ जाते हैं, पर चाँदी पर प्रभाव बहुत धीरे धीरे होता है और सोना तो केवल अम्लराज (aqua regia) में या उन विलयनों में जिनमें नवजात क्लोरीन हो, घुलता है। ताँबे के लवण ताम्रस और ताम्रिक होते हैं जिनमें संयोज्यता १ और २ होती है। चाँदी के लवणों में संयोज्यता अधिकतर १ ही देखने में आती है। सोने के दो क्लोराइड होते हैं— $AuCl$ और $AuCl_3$ जिनकी संयोज्यतायें १ और ३ हैं। ये क्लोराइड अधिकतर संकीर्ण रूप में रहते हैं—क्लोरऔरस ऐसिड, $HAuCl_2$ और क्लोरऔरिक ऐसिड, $HAuCl_4$ । स्पष्टतः जितने यौगिक ताँबे के पाये जाते हैं, उतने चाँदी और सोने के नहीं। सोने के तो थोड़े से ही उल्लेखनीय यौगिक हैं।

ताँबा या ताम्र, कॉपर (Cu)

[Copper]

अति प्राचीन समय से मनुष्य ताँबे से परिचित रहा है। ताँबे के बहुत पुराने सिक्के हमारे देश में मिलते हैं। ताँबे के खनिजों से ताँबा आसानी से निकाला जा सकता है, इसी लिये सभ्यता के आरम्भ से ही हमें इस धातु से परिचय रहा है। चाँदी और सोना भी खनिज पदार्थों से आसानी से निकाले जा सकते हैं। प्रकृति में ये मुक्त अवस्था में भी पाये जाते हैं। इस दृष्टि से ताँबा, चाँदी और सोना सभी सभ्य जातियों के सिक्कों में काम आते रहे हैं। यह अद्भुत बात है कि सिक्कों की ये तीनों धातुयें मैङ्गलीफ के आवर्त संविभाग में एक ही उपसमूह में स्थान पा रही हैं। पुरानी विधि ताँबा प्राप्त करने की बड़ी आसान थी—मैलेकाइट नामक हरे अयस्क की ढेरी कोयले के साथ लगाते थे और गरम कर देते थे। ऐसा करने पर ताँबा प्राप्त हो जाता था—



गला हुआ ताँबा भी बड़ कर नीचे आ जाता था।

ताँबे के अयस्क और खनिज—कुछ दिनों पूर्व तक दक्षिण भारत, राजपूताने और हिमालय के बहुत से स्थलों (कूलू, गढ़वाल, नैपाल, सिक्किम, भूटान) में ताँबे की भट्टियाँ काम करती रही हैं। सिंहभूमि प्रान्त में ८० मील लंबी ताँबे के अयस्क की एक श्रेणी है। धारवार में भी थोड़ा सा ताँबा होता है। सिंहभूमि में सन् १८२० से कारडोवा कॉपर कम्पनी ने मैलेकाइट और क्यूप्राइट, Cu_2O , अयस्कों से ताँबा निकालना आरम्भ किया। सन् १८१४ में ६३०० दीर्घटन ताँबा बनाया गया।

ताँबे के मुख्य अयस्क या खनिज निम्न हैं—

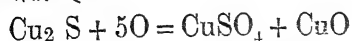
- (१) चैलकोपाइराइट या कॉपर पाइराइटोज (ताम्र माक्षिक)
— Cu_2S , Fe_2S_3 , या CuFeS_2 .
- (२) मैलेकाइट, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$
- (३) ऐज़्यूराइट, $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$
- (४) ऐटेकेमाइट, $\text{Cu}_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{OH})_2$
- (५) बोर्नाइट, $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{CuS} \cdot \text{FeS}$

धातुकर्म

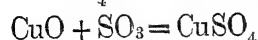
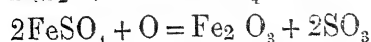
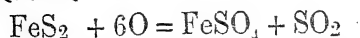
खानों से निकली कच्ची धातु में बहुत से ऐसे पदार्थ भी मिले रहते हैं जो वस्तुतः ताँबे के खनिज नहीं हैं। इन पदार्थों को यथाशक्ति अलग कर देना आवश्यक है। इस प्रतिक्रिया को अयस्क की दरेसी या अयस्क का मूल शोधन (ore dressing) कहते हैं। ताँबे के अयस्क कुछ उपचित या ऑक्सीकृत अवस्था में मिलते हैं—ये ऑक्साइड अयस्क सापेक्षतः हल्के होते हैं और सलफाइड अयस्क इतने भंगुर होते हैं, कि आर्द्र विधियाँ (wet method) द्वारा अयस्क का मूल शोधन कठिन हो जाता है, और बहुत सा अयस्क व्यर्थ फेंक जाता है। सलफाइड अयस्कों के साथ ज्ञावन विधियाँ (flotation) सफल रही हैं। इस ज्ञावन विधि में अयस्क को महीन पीसा जाता है और फिर पानी में छोड़ा जाता है। इस पानी में थोड़ा सा तेल (तारपीन का) और थोड़ा सा सोडियम कार्बोनेट छोड़ देते हैं। फिर हवा के प्रवाह से ज़ोरों से खलभलाते हैं। ऐसा करने पर अयस्क का पथरीला भाग तो नीचे बैठ जाता है और शुद्ध अयस्क फेन के साथ ऊपर उठ आता है।

ताँबा निकालने की आर्द्र विधियाँ—इन आर्द्र विधियों में धातु के अयस्क को किसी विलेय लवण में परिवर्तित करते हैं। और फिर विलयन में लोहा छोड़ कर और विलयन के विद्युत्-विच्छेदन से ताँबा धातु प्राप्त करते हैं।

(१) सलफेट-जारण विधि (Sulphate Roasting)—अयस्क को चोपक-भट्टी (reverberatory furnace) में न्यून तापक्रम पर सावधानी से तपाया जाता है। ऐसा करने पर ताम्र सलफाइड सलफेट में परिणत हो जाता है—

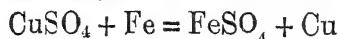


अयस्क में थोड़ा सा लोह मात्निक भी मिला होता है। जारण करते समय यह पहले तो सलफेट में परिणत होता है जो फिर गन्धक त्रिऑक्साइड गैस देता है। यह गैस भी ताम्र के ऑक्साइड को सलफेट में परिणत करने में सहायक होती है—

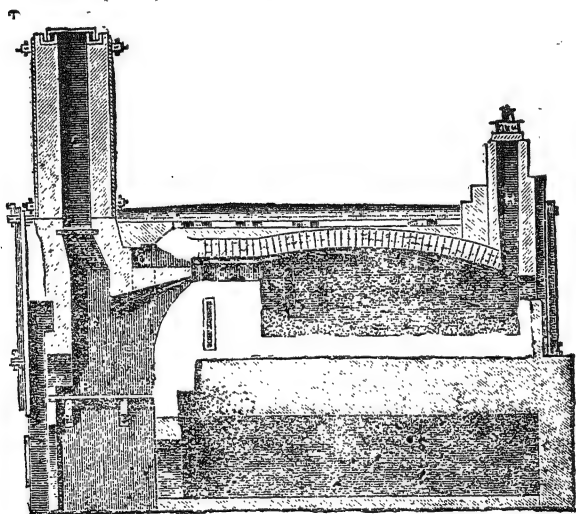


बात यह है कि फेरस सलफेट की अपेक्षा ताम्र सलफेट अधिक ऊँचे तापक्रम पर विभाजित होता है।

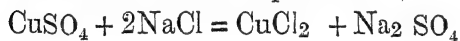
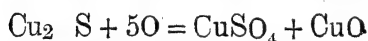
इस प्रकार जारण द्वारा जो ताम्र सल्फेट बना उसे हौजों में घोल लिया जाता है और फिर इसमें लोहे के छीलन या छीजन (scraps.) डाल कर ताँबा अवक्षिप्त कर लिया जाता है—



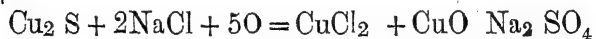
(२) क्लोराइड-जारण विधि (Chloridising Roasting)—
ताम्र लोहमाक्षिक (pyrites) में सैधा नमक मिलाते हैं, और फिर जारण करते हैं। ऐसा करने पर ताम्र माक्षिक पहले तो ताम्र सल्फेट में परिणत होता है, पर तत्काल ही इसका क्लोराइड बन जाता है—



चित्र ५७—ताँबा तैयार करने की चूपक मशीन



अथवा—

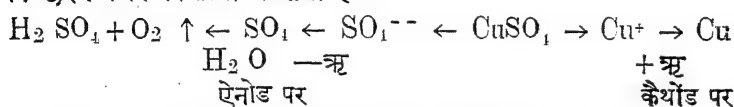


साथ में जो ताम्र का ऑक्साइड बनता है वह भी लोहे के माक्षिक के जारण से निकले हुये गन्धक त्रिऑक्साइड द्वारा ताम्र के सल्फेट में परिणत हो जाता है जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है।

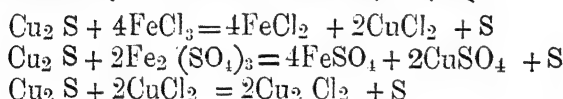
इस प्रकार ताम्र के क्लोराइड का जो विलयन मिलता है उसमें लोहे का छीजन डाल कर पूर्ववत् ताँबा प्राप्त कर लेते हैं।

(३) रिओ टिंटो विधि (Rio Tinto)—इस विधि में १ लाख टन मासिक का ढेर हौजों में हवा और पानी में खुला पड़ा रहता है। बहुत दिनों पड़े रहने पर सल्फाइड अयस्क सल्फेट में परिणत हो जाता है। लोह सल्फेट और सल्फ्यूरिक एसिड भी साथ साथ बनता है। इन हौजों से बड़े पानी का रंग पीत-हरित होता है। इस पानी में ही यदि लोहे का छीजन छोड़ दिया जाय तो ताँबा अवक्षिप्त हो जायगा।

(४) गन्धक के तेजाब से भिगो कर या तर कर (Bathing process)—इस विधि में जिन हौजों का व्यवहार किया जाता है वे सीमेंट-कंकरीट के बने होते हैं और उनके फेंदे काठा के होते हैं। यहाँ मासिक के ढेरों को सल्फ्यूरिक एसिड के साथ तर किया जाता है। इस प्रकार ताम्र के सल्फेट का विलयन मिलता है। इसके विलयन का विद्युत् विच्छेदन करने पर ताँबा मिलता है—



(५) सल्फाइड अयस्क को फेरिक क्लोराइड, फेरिक सल्फेट या क्यूप्रिक क्लोराइड से प्रतिकृत करके—यह देखा गया है कि ताम्र के सल्फाइड अयस्क इन रसों के योग से निम्न पदार्थ देते हैं—



तीसरी प्रतिक्रिया में जो अधिलेख क्यूप्रस क्लोराइड बनता है, वह लोहे के क्लोराइड और क्यूप्रिक क्लोराइड के आधिक्य की विद्यमानता में घुल जाता है। इस प्रकार ताम्र विलयनों में से ताँबा धातु पूर्ववत् प्राप्त की जा सकती है।

ताँबे के निष्कर्ष की शुष्क विधियाँ—अयस्क से ताँबा निकालने की पुरानी विधि “ वेल्श-विधि ” (Welsh Process) थी। उसमें निम्न क्रियायें होती थीं—(१) अयस्क के मूल शोधन के अनन्तर इसका निस्तापन (calcination), (२) निस्तप्त पदार्थ को जारित अयस्क और गल्य^१ (slag) के साथ गलाते हैं, (३) इस प्रतिक्रिया में जो

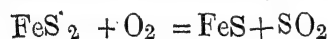
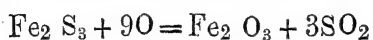
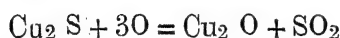
१, गल्य (slag)—धातु निष्कर्षण प्रतिक्रिया में धातुओं के साथ सिलिका संयुक्त हो कर जो गलनशील सिलिकेट बनाता है (यह बह कर नीचे चला आता है), उसे गल्य कहते हैं।

कुधातु^२ (regulus) मिलती है, उसका फिर निम्तापन करते हैं। (४) निस्तप्त कुधातु को गल्य के साथ फिर गलाते हैं, (५) कुधातु का फिर जारण करते और इसे गलाते हैं। इस प्रकार फफोलेदार ताँबा (blister copper) मिलता है; और अन्त में (६) इस ताँबे का अन्तिम शोधन (refining) और दृढीकरण (toughening) करते हैं।

आज कल की विधि का भी सार यही है। केवल यह प्रयत्न किया जाता है कि ये ६ क्रियायें, अलग अलग न करके, जितनी साथ की जा सकें उतना अच्छा है। ऐसा करने से ईंधन का खर्चा बच जाता है और अयस्क की बहुत सी मात्रा एक बार में काम आ सकती है।

आज कल की विधि के निम्न अंग हैं—(१) सलफाइड अयस्कों का प्रारम्भिक जारण, जिससे सलफाइड सलफेट में परिणत हो जाय, और जो गन्धक का आधिक्य हो, वह उड़ जाय। (२) वात (blast) भट्टी में अथवा बड़ी क्षेपक भट्टियों में इस पदार्थ को गला कर कुधातु (matte or regulus) बनाना। (३) कुधातु की बेसीमरीकरण (bessemerising) क्रिया करना जिससे यह फफोलेदार ताँबा बन जाय और अन्त में (४) इस ताँबे को विद्युत् विच्छेदीय विधि से अथवा आग्नेय विधि से संशोधित कर लेना।

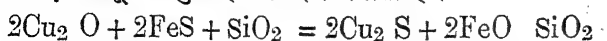
वैल्श विधि—इस विधि में बार बार क्रम से निस्तापन करते हैं और गलाते हैं। पहला निस्तापन क्षेपक भट्टी में किया जाता है, तापक्रम यथाशक्य नीचा ही रखते हैं। ऐसा करने से आधा गन्धक तो गन्धक द्विऑक्साइड होकर उड़ जाता है, और आर्सेनिक भी As_4O_6 के रूप में उड़ जाता है। लोहे और ताँबे का आंशिक उपचयन हो जाता है—



जारित अयस्क (६३%) में फिर १२% उपचित अयस्क और २५% बालू मिलाते हैं। उसी क्षेपक भट्टी में तापक्रम ऊँचा करके इस मिश्रण को गलाया जाता है। इस अवस्था में ताँबे का ऑक्साइड शेष बचे लोहे के सलफाइड से प्रतिक्रिया करता है और ऐसा होने पर ताँबे का सलफाइड लोहे

२. कुधातु या रेगुलस उस धातु का नाम है जिसमें कुछ मूल अशुद्धियाँ इतनी क्रिया के बाद भी मिली रह जाती हैं।

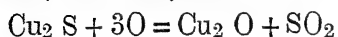
के ऑक्साइड में परिणत हो जाता है। यह लोहे का ऑक्साइड क्षेपक भट्टी की तलहटी में पड़ी बालू से संयुक्त होकर गल्य बनाता है।



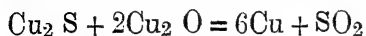
यह गल्य गले हुए रूप में कुधातु के पृष्ठ पर आ जाता है और भट्टी में उस स्थल पर एक छेद होता है। वहाँ से वह अलग बहा लिया जाता है। (कृत्रिम विधि से बनाये गये लोहे और ताँबे के सल्फाइडों के इस मिश्रण को “कुधातु”—regulus वा matte—कहते हैं)। इस अवस्था में बनी कुधातु में ताँबे का सल्फाइड होता है। गलने पर यह कुधातु भट्टी की तलहटी में निचला स्तर बनाती है, गल्य इसके ऊपर तैरता है। कुधातु में ३५% ताँबा, ३०% लोहा, २८% गन्धक और कुछ अशुद्धियाँ As, Bi, Sb, Pb, Co, Ni, और Sn की होती हैं। इस कुधातु को “मोदी धातु” (coarse metal) भी कहते हैं।

यह विधि फिर दोहरायी जाती है। अर्थात् कुधातु का फिर निस्तापन करते और बालू के साथ गलाते हैं। इस बार ६५-८०% जारित कुधातु को ३५-२०% बालू के साथ मिलाते हैं। यह प्रतिक्रिया तब तक दोहराते हैं, जब तक लोह सिलिकेट बन कर विजकुल अलग न हो जाय। इस प्रकार जो पदार्थ मिलता है उसे “महीन धातु” (fine metal) कहते हैं। इसका नाम नील धातु या श्वेत धातु भी है—जैसा रंग हो वैसा नाम। यह लगभग शुद्ध क्यूप्रस सल्फाइड, Cu_2S , होती है जिसमें ७८% ताँबा होता है; और यह ढोके (pigs) के रूप में इकट्ठा कर ली जाती है।

“महीन धातु” के ढोकों को जारक भट्टी के फर्श पर रखते हैं। भट्टी में इस के निकट हवा आने के लिये छेद बने होते हैं। तापक्रम का ऐसा नियंत्रण रखते हैं कि ८ घंटे के लगभग में पदार्थ पिघले। इस अवस्था में ताम्र के सल्फाइड का अच्छी तरह उपचयन हो जाता है—



यह ऑक्साइड फिर अप्रभावित सल्फाइड के साथ प्रतिक्रिया करता है, और ऐसा करने पर ताँबा धातु बनती है जो नीचे बैठ जाती है—



धातु को बालू के साँचों में चुआ लेते हैं। धातु में से होकर गन्धक द्विऑक्साइड की जो गैस निकलती है, उनके कारण इसमें फफोले पड़ जाते हैं। अतः इस प्रकार बनी धातु को फफोलेदार ताँबा कहते हैं।

आग्नेय विधि से संशोधन—फफोलेदार ताँबा शुष्क और अवनवर्धनीय होता है। इसमें ९८% ताँबा होता है। इसका अब अन्तिम संशोधन करते हैं, और फिर दृढीकरण किया जाता है। संशोधक भट्टी में भूमि बालू की होती है। ६-१० टन तक फफोलेदार ताँबे के ढोके भूमि पर रखे जाते हैं, और इन्हें धीरे धीरे पिघलाया जाता है। इस अवस्था में भी १-२% गल्य धातु में मिला रह जाता है जो पिघले ताँबे के ऊपर मैल के रूप में तैरता है, इसे काँछ कर अलग कर देते हैं। पिघले ताँबे को 1200° के तापक्रम पर हवा में कई घंटे तक उधरा रखते हैं,—ऐसा करने पर इसकी अशुद्धियों का (आर्मेनिक, गन्धक, लोहा, वंग, निकेल, सीसा आदि का) सापेक्षतः शीघ्र उपचयन हो जाता है। इनके ऑक्साइड अलग कर दिये जाते हैं, यदि इस अवस्था में थोड़ा सा सोडा डाल दिया जाय, तो सफाई और आसानी से हो जाती है। ताँबे को गरम करके इस प्रकार शोधने की विधि को आग्नेय विधि कहते हैं।

वेल्श विधि

सलफाइड अयस्क



SO_2 , As_4O_6 ← निस्तापन

↓ उपचित अयस्क, Cu_2O , और बालू
के साथ गला कर

कुधातु (३५% ताँबा)
(“मोटी धातु”)

गल्य
लोहे का सिलिकेट

SO_2 ← निस्तापन

↓ बालू के साथ गलाना

कुधातु
“महीन धातु”— Cu_2S
७८% ताँबा

गल्य
लोहे का सिलिकेट

↓ जारक भट्टी में हवा के साथ उपचयन

SO_2 ← फफोलेदार ताँबा

६८% ताँबा, २% अन्य धातु

↓ शोधन भट्टी में 1200° पर गला कर

↓ और अशुद्धियाँ काँछ कर

शुद्धित ताँबा

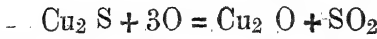
आधुनिक विधि—आज कल की विधि के ४ अंग ये हैं—(१) प्रारम्भिक जारण, (२) कुधातु के लिये गलाना, (३) फफोलेदार ताँबा प्राप्त करने के लिये कुधातु का बेसीमरीकरण, (४) अन्तिम संशोधन।

इस विधि में मुख्य सावधानी इस बात की रखनी पड़ती है कि गन्धक का अनुपात ठीक रहे, इस अनुपात पर कुधातु (अर्थात् ताँबे और लोहे के सलफाइडों का कृत्रिम विधि से तैयार किया गया मिश्रण) बनने की मात्रा निर्भर रहती है। गन्धक के जलने से जो गरमी पैदा होती है, उतने से ही पदार्थ (कुधातु और गल्य) गल जाते हैं। आज कल की विधि में निस्तापन और गलाना एक ही भट्टी में किया जाता है।

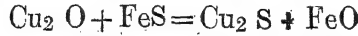
विधि इस प्रकार है—भट्टी में लकड़ी जलाते हैं, और फिर इसमें अयस्क डालते हैं, हवा (वात) का प्रवाह अच्छी तरह होने देते हैं। गन्धक जलने लगता है और इसी भट्टी में निस्तापन और गलना दोनों होते हैं। गलने की गति कितनी है, इस आधार पर ही सान्द्रता निर्भर है। अगर पदार्थ बहुत शीघ्र गलाये जायेंगे, तो लोहे का उपचयन ठीक न होगा; और वह कम न किया जा सकेगा। फलतः “कुधातु” में ताँबा कम अनुपात में होगा। इस भट्टी में कुधातु बनती है और गल्य। कुधातु में २५% ताँबा होता है और गल्य में फेरस सिलिकेट होता है। भट्टी में हवा के प्रवाह का दाब ४ पौंड रक्खा जाता है।

बेसीमरीकरण द्वारा कुधातु से ताँबा निकालना—कुधातु से ताँबा प्राप्त करने की विधि का नाम बेसीमरीकरण है; क्योंकि यह क्रिया बेसीमर के बनाये गये परिवर्तक (converter) में की जाती है। वह परिवर्तक इस्पात बनाने के बेसीमर परिवर्तकों के समान ही होते हैं, अन्तर केवल यह है कि इनके वात-मुख (tuyer) पैदे में नहीं, बल्कि पैदे से ऊपर दीवार में लगे होते हैं। वात-मुखों में होकर हवा अन्दर जाया करती है। जो धातु बनती है, वह वात-मुख के कक्ष के नीचे गिर जाती है, और इस प्रकार इन मुखों से आई हुई हवा से होने वाले उपचयन या ऑक्सीकरण से धातु बची रहती है। पिघली हुई कुधातु में होकर हवा प्रवाहित होती रहती है, यही बेसीमरीकरण की विशेषता है। इस प्रतिक्रिया में लोहा और गन्धक दोनों अलग हो जाते हैं। प्रतिक्रिया इस प्रकार है—

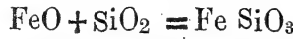
(१) ताँबे के सलफाइड के उपचयन से गन्धक द्विऑक्साइड गैस बनती है, जो उड़ जाती है—



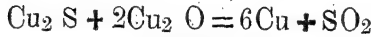
(२) फिर ताँबे का ऑक्साइड लोहे के सलफाइड से प्रतिक्रियत होता है—



(३) लोहे का यह ऑक्साइड बालू से संयुक्त होकर गल्य बना देता है—

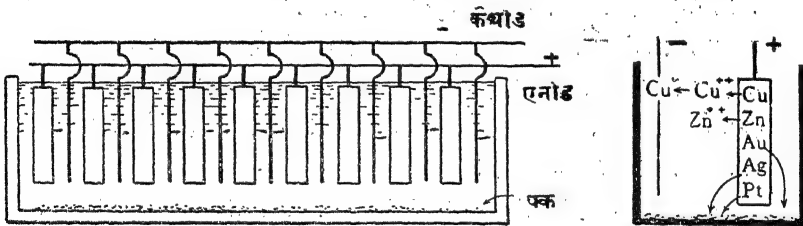


(४) यह गल्य अलग कर लिया जाता है। ताँबे के सलफाइड और ऑक्साइड दोनों प्रतिक्रिया करके ताँबा धातु देते हैं।

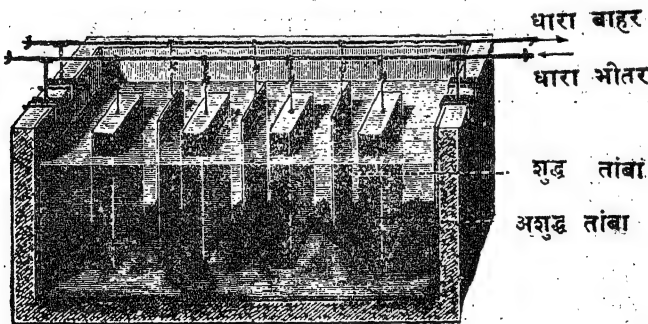


गन्धक द्विऑक्साइड गैस गले हुये ताँबे में से होकर फूटफूट कर ऊपर निकलती है, जिससे ताँबे में फफोले पड़ जाते हैं। इसी लिये इस ताँबे को फफोलेदार ताँबा कहते हैं। आग्नेय विधि से जिसका पीछे उल्लेख किया जा चुका है, इस ताँबे का फिर शोधन कर लिया जाता है।

विद्युत् विच्छेदन द्वारा शोधन—इस विद्युत् विधि में २ फुट ×



चित्र ५८—ताँबे का शोधन



चित्र ५९—ताँबे का शोधन

३ फुट \times २ इंच आकार के शोधनीय ताँबे के पट्टों के ऐनोड (धनद्वार), और शुद्ध ताँबे के पत्रों के कैथोड (ऋणद्वार) लेते हैं। तृतिथे (कॉपर सलफेट) का विलयन सेल में रखते हैं। विद्युत् विच्छेदन होने पर शोधनीय ताँबा तो विज्ञयन में चला जाता है, और उतना ही शुद्ध ताँबा कैथोड पर जमा हो जाता है। कैथोड के ताम्र पत्रों पर ग्रैफाइट-तैल लगा देते हैं, जिससे यह जमा हुआ ताँबा आसानी से उचाड़ा जा सके। विद्युत् विच्छेदन के लिये १३ वोल्ट की धारा लेते हैं।

इस प्रतिक्रिया में लोहा, निकेल और जस्ते के समान अपद्रव्य तो जल में घुले रह जाते हैं, और ज़ैटिनम, सोना, चाँदी, वंग, आर्सेनिक आदि के अपद्रव्य कीचड़ के रूप में नीचे बैठ जाते हैं। इस कीचड़ को ऐनोडपक (anode mud or slime) कहते हैं।

धातु के गुण—यह ताम्रवर्णीय धातु है, पर मैले होने पर काली सी दीखती है क्योंकि इसके पृष्ठ पर ताँबे के ऑक्साइड या सलफाइड का स्तर जमा हो जाता है। यह $10-30^{\circ}$ पर पिघलती है। यह गरमी और विजली की अच्छी चालक है। 10° पर विद्युत् विशिष्ट अवरोध 1.6×10^{-6} है। द्रव ताँबा अन्य द्रव धातुओं से मिलनशील है अतः इसके अनेक अच्छे मिश्रधातु या संकर धातु (alloy) बनते हैं।

ताँबा हवा में नहीं जलता, पर यदि रक्त-तप्त किया जाय तो पहले क्यूप्रस ऑक्साइड, Cu_2O , बनावेगा, और फिर क्यूप्रिक ऑक्साइड, CuO । ताँबे का महीन चूर्ण, अथवा बहुत पतला ताम्र पत्र क्लोरीन और गन्धक की वाष्पों में जल सकता है।

पानी की भाप का ताँबे पर प्रभाव श्वेत-ताप पर ही होता है। ताँबा हाइड्रोजन की अपेक्षा कम विद्युत् धनात्मक है और इसलिये उन अम्लों का साधारणतः इस पर प्रभाव नहीं पड़ता जो ऑक्सीकारक भी नहीं हैं।

ताँबा धातु और अम्ल की प्रतिक्रिया निम्न साम्य पर निर्भर है—



$$\text{अतः स्थिरांक } K = \frac{[Cu^+][H]}{[Cu][H^+]}$$

स्पष्टतः इस साम्य में ताँबे की सान्द्रता स्थायी है, अर्थात् $[Cu] = \text{स्थायी}$ ।

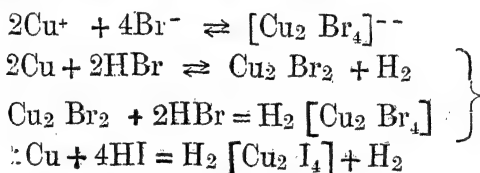
$$\therefore K = \frac{[Cu^+][H]}{[H^+]}$$

अर्थात् यदि क्यूप्रस आयन, Cu^+ , की सान्द्रता घटायी जाय, तो $[\text{H}]$ सान्द्रता बढ़ेगी और $[\text{H}^+]$ घटेगी। अर्थात् ऐसा होने पर ऐसिड में से अधिक हाइड्रोजन निकलेगा, और ताँबा घुलने लगेगा।

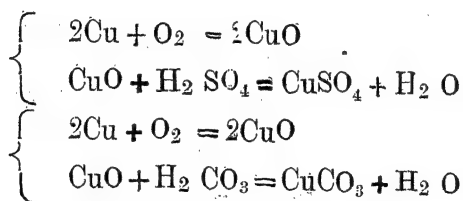
ताँबे के लिये k का मान बहुत कम है। मान लो कि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड या सल्फ्यूरिक ऐसिड में ताँबा कुछ घुला और Cu^+ बनी, और इस की सान्द्रता ज्यों ही बढ़ी, $[\text{H}]$ सान्द्रता कम हो जायगी, इतनी कम कि हाइड्रोजन की विलेयता से भी कम। इसलिये प्रतिक्रिया तत्काल ही शान्त पड़ जायगी।

पर यदि उपचायक अम्ल का उपयोग किया जाय जो हाइड्रोजन को पानी में उपचित कर सके, तो $[\text{H}]$ सान्द्रता लगभग शून्य ही हो जायगी, और इसलिये Cu^+ की मात्रा बढ़ने लगेगी। (वस्तुतः Cu^+ उपचित होकर Cu^{++} बन जायगा)।

यद्यपि ताँबे पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड का प्रभाव नहीं होता, हाइड्रो-आयोडिक और हाइड्रोब्रोमिक ऐसिडों की इस पर प्रतिक्रिया होती है क्योंकि ऐसा होने पर संकीर्ण आयन बनते हैं—



हवा की उपस्थिति में भी कई ऐसिडों की ताँबे के साथ प्रतिक्रिया होती है—



इस प्रकार नम ताँबा हवा में रखे रहने पर नीला पड़ जाता है क्योंकि हवा में ऑक्सीजन और कार्बोनिंक ऐसिड दोनों हैं। इस विधि से व्यापारिक मात्रा में भास्मिक कॉपर कार्बोनेट, भास्मिक ऐसीटेट और सल्फेट बनाये जाते हैं।

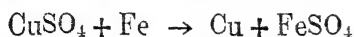
प्रथम समूह के तत्त्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना २८९

साम्द्र गन्धक के तेज़ाब के साथ गरम करने पर ताँबा गन्धक द्वि-ऑक्साइड गैस देता है—

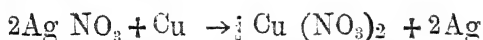


ताँबे पर क्षारों का प्रभाव नहीं पड़ता ।

विद्युत् रासायनिक श्रेणी के नियम के अनुसार ताँबे के लवण के विलयन में यदि लोहा छोड़ दिया जाय, तो ताँबा पृथक् हो जायगा—



पर यदि सिलवर नाइट्रेट के विलयन में ताँबे का तार लटकाया जाय तो इस पर रवेदार चाँदी जमा हो जायगी, जिसे “रजत-वित्प” (silver tree) कहते हैं—



ताँबे से बने मिश्रधातु (alloy)—ताँबे के कुछ मिश्रधातु निम्न हैं—

(१) काँसा—Bronze—इसमें ७५-९० प्रतिशत ताँबा, और शेष बंग (टिन) होता है । वर्तन बनाने के काम आता है ।

(२) पीतल—Brass—इसमें ७०-८० प्रतिशत ताँबा और शेष जस्ता होता है । इसके वर्तन बनते हैं ।

(३) डेल्टा धातु—६० प्रतिशत ताँबा, ३८-२ प्रतिशत जस्ता और १-८ प्रतिशत लोहा होता है । इसमें इस्पात का सा बल होता है ।

(४) मोनल धातु (Monel)—२७ प्रतिशत ताँबा, २-३ प्रतिशत लोहा ; ६८ प्रतिशत निक्कल, और कुछ कार्बन, गन्धक और मैंगनीज़ भी होता है । इस धातु पर रासायनिक प्रतिक्रियाएँ बहुत कम होती हैं, अतः रासायनिक कारखानों में इसका उपयोग होता है ।

(५) जर्मन सिलवर—२५-५० प्रतिशत ताँबा, ३५-२५ प्रतिशत जस्ता और ३५-१० प्रतिशत निकेल होती है । इसके वर्तन बनते हैं ।

ताँबे के सिक्कों में ताँबा और ७-५ प्रतिशत बंग धातु होती है । पुराने चाँदी के सिक्कों में ७-५ प्रतिशत ताँबा होता था, शेष चाँदी रहती थी, पर आज कल के सिक्कों में ५० प्रतिशत चाँदी, ४० प्रतिशत ताँबा, ५% जस्ता और ५ प्रतिशत निकेल रहती है ।

ताँबे का परमाणुभार—डूलोन और पेटी (Dulong and Petit) की विधि के अनुसार इसका परमाणुभार ६४ के लगभग ठहरता है क्योंकि इसका आपेक्षिक ताप 0.084 के लगभग है। इसका रासायनिक तुल्यांक निम्न प्रयोगों के आधार पर निकाला गया—(१) कॉपर सल्फेट को बेरियम सल्फेट में परिणत करके $\text{Cu}_2\text{O}_4/\text{BaSO}_4$ निष्पत्ति निकली। (२) क्यूप्रिक ब्रोमाइड को सिलवर ब्रोमाइड में परिवर्तित किया गया। (३) एक सैल में कॉपर सल्फेट और दूसरी में सिलवर नाइट्रेट रख कर, एक श्रेणी में दोनों को योजित करके, विद्युत् विच्छेदन किया गया और जितनी चाँदी और ताँबा जमा हुआ, उससे दोनों की निष्पत्ति मालूम की गयी। इन प्रयोगों के आधार पर ताँबे का परमाणु भार 63.57 ठहरता है। ताँबे में दो समस्थानिक $2 : 5$ की निष्पत्ति में 65 और 63 परमाणुभार के हैं।

ताँबे के ऑक्साइड—ताँबे के कई ऑक्साइड ज्ञात हैं जैसे Cu_2O , Cu_4O , Cu_2O_3 , CuO , Cu_3O , और CuO_2 , पर इनमें क्यूप्रस ऑक्साइड, Cu_2O , और क्यूप्रिक ऑक्साइड, CuO , ये दो अधिक प्रसिद्ध हैं।

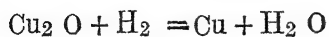
क्यूप्रस ऑक्साइड, Cu_2O —(१) क्यूप्रिक ऑक्साइड को ताँबे के साथ गरम करने पर यह बनता है—



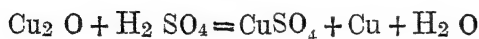
(२) ताँबे को हवा में गरम करने पर भी यह बनता है।

(३) प्रयोगशाला में यह क्यूप्रिक लवण के विलयन को चार की विद्यमानता में ग्लूकोज़ के साथ गरम करके भी यह लाल या नारंगी अवक्षेप के रूप में प्राप्त होता है। बहुधा इस काम के लिये फेहलिंग विलयन (Fehling's Solution) काम में लाते हैं जिसमें 10 ग्राम कॉपर सल्फेट, 15 ग्राम रोशील लवण (Rochelle salt) अर्थात् सोडियम पोटैसियम टारट्रेट और 15 ग्राम कास्टिक सोडा और लगभग 100 c.c. पानी होता है। बहुधा हमारे देश में यह विलयन दो भिन्न भिन्न बोतलों में बना कर रखते हैं—एक में कॉपर सल्फेट ($2-3$ बूँद गंधक के तेज़ाब की डाल कर) का विलयन और दूसरी में कास्टिक सोडा और रोशील लवण का विलयन। जब प्रयोग करना हो तो दोनों की बराबर बराबर मात्रा लेकर मिला लेते हैं। चटक नीले विलयन को यदि ग्लूकोज़ के विलयन के साथ गरम करें, तो क्यूप्रस ऑक्साइड का लाल अवक्षेप मिलेगा।

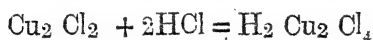
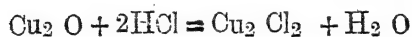
यह ऑक्साइड लाल और पीला दोनों प्रकार का होता है। इसका रंग कणों के आकार पर निर्भर है। यह पानी में अविलेय है। हवा में गरम किये जाने पर कुछ क्यूप्रिक ऑक्साइड में परिणत हो जाता है। यदि हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करें तो ताँबा बनेगा—



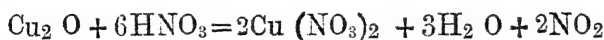
अम्लों के साथ गरम करने पर यह क्यूप्रस लवण तो नहीं, प्रत्युत क्यूप्रिक लवण और ताँबा देता है। यह इसकी विशेषता है।



पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ क्यूप्रस क्लोराइड ही बनता है जो अम्ल के आधिक्य में क्लोरोक्यूप्रस एसिड, $\text{H}_2\text{Cu}_2\text{Cl}_4$, देता है—



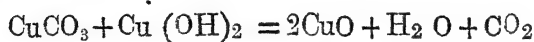
नाइट्रिक एसिड के साथ विस्फोट के साथ प्रतिक्रिया होती है और क्यूप्रिक नाइट्रेट और नाइट्रोजन के ऑक्साइड निकलते हैं—



अमोनियम हाइड्रैक्साइड के साथ यह निम्न संकीर्ण यौगिक देता है—



क्यूप्रिक ऑक्साइड CuO (ताँबे का काला ऑक्साइड)—व्यापार में यह मैलेकाइट को गरम करके तैयार किया जाता है। यह खनिज भास्मिक कॉपर कार्बोनेट है—

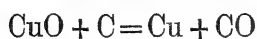


यह कॉपर नाइट्रेट को भी गरम करके बनाया जा सकता है। प्रयोगशाला में कॉपर सल्फेट और कॉस्टिक सोडा के विलयनों को मिला कर कॉपर हाइड्रैक्साइड का अवक्षेप प्राप्त करते हैं, और फिर इसे गरम करके कॉपर ऑक्साइड में परिणत कर लेते हैं।

क्यूप्रिक ऑक्साइड काला अविलेय, पर जलग्राही, चूर्ण है। यदि 1000° के ऊपर तापक्रम पर गरम करें, तो क्यूप्रस ऑक्साइड मिलेगा।

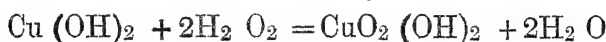
इसमें भारिमक ऑक्साइड के सामान्य गुण होते हैं और ऐसिडों के संसर्ग से यह क्यूप्रिक लवण देता है।

यदि कार्बन के साथ गरम किया जाय, अथवा यदि इसे हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करें तो यह ताँवा देगा—

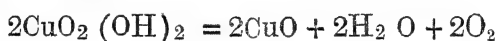


काँचों को नीला या हरा बनाने के लिये इसका प्रयोग होता है।

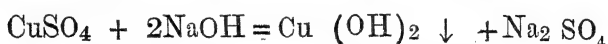
ताम्र परौक्साइड, $\text{CuO}_2 (\text{OH})_2$ —यदि क्यूप्रिक हाइड्रौक्साइड को 0° पर पानी में छितराया जाय, और विलयन को शिथिल रक्खा जाय, तो हाइड्रोजन परौक्साइड का योग करने पर क्यूप्रिक परौक्साइड मिलेगा—



यह पीला-भूरा पदार्थ है, और 100° तक गरम करने पर शीघ्र विभाजित हो जाता है—



ताँवे के हाइड्रौक्साइड—ताँवे का क्यूप्रस हाइड्रौक्साइड तो ज्ञात नहीं है। क्यूप्रिक हाइड्रौक्साइड कास्टिक सोडा और कॉपर सल्फेट के विलयनों के योग से नीले अवक्षेप के रूप में ठंडे तापक्रम पर बनता है—

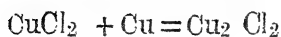


यह यदि 100° तक गरम किया जाय तो काला सजल ऑक्साइड, $4\text{CuO} \cdot \text{H}_2 \text{O}$, बनता है। और अधिक गरम करने पर क्यूप्रिक ऑक्साइड बन जाता है। क्यूप्रिक हाइड्रौक्साइड अम्लों में घुल कर क्यूप्रिक लवण देता है।

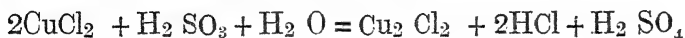
कॉपर लवणों में यदि अमोनिया विलयन डालें तो हाइड्रौक्साइड का अवक्षेप फिर घुल कर चटक नीला विलयन देता है, जिसमें क्यूप्रामोनियम हाइड्रौक्साइड, $\text{Cu} (\text{NH}_3)_4 (\text{OH})_2$, होता है।

क्यूप्रस लवण

क्यूप्रस क्लोराइड, $\text{Cu}_2 \text{Cl}_2$ —यह क्यूप्रस लवणों में सब से अधिक महत्व का है। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में क्यूप्रिक क्लोराइड घोल कर ताँबे के छीलन के साथ यदि गरम करें तो इसका सफेद अवक्षेप आवेगा—

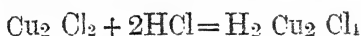


क्यूप्रिक क्लोराइड को जस्ते की महीन रज (zinc dust) के साथ अथवा गन्धक द्वि-ऑक्साइड के साथ गरम करने पर भी यह बनता है—

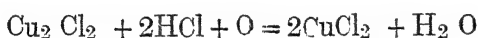


इसके बनाने की एक अच्छी विधि यह भी है कि सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में ताँबा और कुछ मरिभ पोटेसियम क्लोरेट के डाल कर गरम करो और फिर विलयन को पानी में उँडेलो। क्यूप्रस क्लोराइड का सफेद अवक्षेप मिलेगा।

क्यूप्रस क्लोराइड पानी में अविलेय सफेद पदार्थ है। हाइड्रोक्लोरिक एसिड के आधिक्य में घुलकर यह हाइड्रोक्लोरो-क्यूप्रस एसिड देता है—

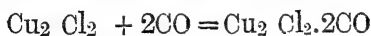


उपचायक पदार्थों के योग से यह क्यूप्रिक लवण में परिणत हो जाता है—

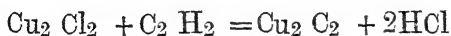


हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल कर क्यूप्रस क्लोराइड कार्बन एक्वाइड के साथ एक योगजात यौगिक बनाता है। यह विलयन गरम किये जाने पर कार्बन एक्वाइड फिर दे डालता है। इस गुण के कारण क्यूप्रस क्लोराइड का उपयोग कार्बन एक्वाइड के शोषण के लिये अनेक प्रयोगों में किया जाता है।

क्यूप्रस क्लोराइड और अमोनिया का विलयन भी कार्बन एक्वाइड और एसिटिलोन गैसों का शोषण करता है—

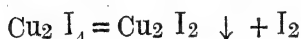
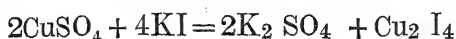


एसिटिलीन के साथ ताम्र एसिटिलाइड बनता है जो लाल विस्फोटक पदार्थ है—

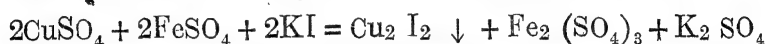


क्यूप्रस क्लोराइड तारों के साथ क्यूप्रस ऑक्साइड का पीला अवक्षेप देता है। यह उबाले जाने पर लाल हो जाता है। हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ यह क्यूप्रस सल्फाइड, $\text{Cu}_2 \text{S}$, देता है जो काला पदार्थ है।

क्यूप्रस आयोडाइड, $\text{Cu}_2 \text{I}_2$ —ताम्र सल्फेट के विलयन में पोटैसियम आयोडाइड का विलयन डालने पर क्यूप्रिक आयोडाइड नहीं बनता, यह शीघ्र ही विभाजित होकर क्यूप्रस आयोडाइड का सफेद अवक्षेप देता है, और आयोडीन निकलता है—

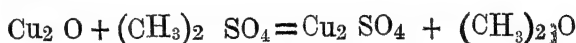


यदि फेरस सल्फेट की उपस्थिति में प्रतिक्रिया की जाय तो आयोडीन नहीं निकलेगा और केवल क्यूप्रस आयोडाइड का अवक्षेप आवेगा—



क्यूप्रस सल्फाइड, $\text{Cu}_2 \text{S}$ —यदि ताँबे और गन्धक के मिश्रण को शून्य भट्टी में गरम करें तो क्यूप्रस और क्यूप्रिक दोनों सल्फाइडों का मिश्रण मिलेगा। क्यूप्रस क्लोराइड और हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से भी यह बनता है। कॉपर सल्फेट के विलयन को सोडियम थायोसल्फेट के विलयन के साथ गरम करने पर भी यह बनता है।

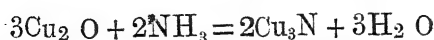
क्यूप्रस सल्फेट, $\text{Cu}_2 \text{SO}_4$ —यह पानी की अनुपस्थिति में ही बनता है। क्यूप्रस ऑक्साइड के चूर्ण को द्विमेथिल सल्फेट के साथ 160° पर गरम करते हैं—



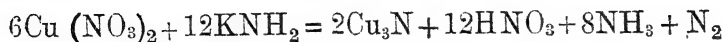
इसे ईथर से धोना चाहिये क्योंकि पानी से यह विभाजित हो जाता है, और क्यूप्रिक सल्फेट देता है। यह धूसर श्वेत रंग का चूर्ण पदार्थ है।

क्यूप्रस सल्फाइड, $\text{Cu}_2 \text{SO}_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}$ —यह गरम क्यूप्रस ऐसीटेट विलयन में गन्धक द्वि-ऑक्साइड प्रवाहित करने पर बनता है। यह स्वयं तो कम स्थायी है पर इसके द्विगुण लवण जैसे अमोनियम क्यूप्रस सल्फाइड, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_3 \cdot 2\text{Cu}_2 \text{SO}_3$ अधिक स्थायी हैं। यह द्विगुण लवण गरम किये जाने पर लाल क्यूप्रो-क्यूप्रिक सल्फाइड देता है जो $\text{Cu}_2 \text{SO}_3 \cdot \text{CuSO}_3 \cdot 2\text{H}_2 \text{O}$ है।

क्यूप्रस नाइट्राइड, $\text{Cu}_3 \text{N}$ —अवक्षिप्त क्यूप्रस ऑक्साइड को अमोनिया के साथ गरम करने पर गाढ़े हरे रंग का चूर्ण मिलता है जो क्यूप्रस नाइट्राइड है—



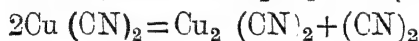
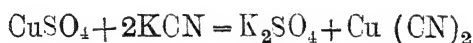
द्रव अमोनिया में क्यूप्रिक नाइट्रेट और पोटेसैमाइड, KNH_2 , का योग करने पर जो हरा अवक्षेप आता है वह भी यही है—



क्यूप्रस नाइट्राइट—यह पदार्थ ज्ञात नहीं है पर नाइट्रोजन परोक्साइड और ताँबे के योग से एक पदार्थ नाइट्रोकोपर, Cu_2NO_2 , बनता है जिसका सूत्र वही है जो क्यूप्रस नाइट्राइट का।

क्यूप्रस नाइट्रेट भी अज्ञात है।

क्यूप्रस सायनाइड, $\text{Cu}_2(\text{CN})_2$ —यदि तृतीये के विलयन में पोटेसियम सायनाइड का विलयन छोड़ा जाय तो क्यूप्रिक सायनाइड का लाल अवक्षेप मिलेगा। पर उबालने पर यह अवक्षेप विभाजित हो जाता है और सायनोजन गैस निकलती ही है। प्रतिक्रिया में क्यूप्रस सायनाइड बनता है। यह प्रतिक्रिया क्यूप्रस आयोडाइड वाली प्रतिक्रिया के समान है—

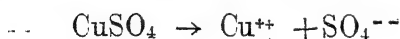


क्यूप्रस क्लोरोइड और पोटेसियम सायनाइड के योग से भी यह बनता है। कॉपर ऐसीटेट को बन्द नली में अमोनिया के साथ गरम करने पर क्यूप्रस सायनाइड बनता है। पोटेसियम सायनाइड के आधिक्य से यह संकीर्ण सायनाइड बनाता है—



क्यूप्रिक लवण

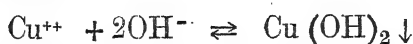
क्यूप्रिक आयन—अधिकांश क्यूप्रिक लवण पानी में विलेय हैं, और घुलने पर यह क्यूप्रिक आयन, Cu^{++} , देते हैं—



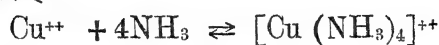
अतः सभी क्यूप्रिक लवणों के विलयन के गुण वस्तुतः इस क्यूप्रिक आयन के गुण हैं। यह आयन नीले रंग की होती है। पारा, सोना, चाँदी और प्लैटिनम धातुओं को छोड़ कर शेष सब धातुओं से अपचित होकर यह आयन ताँबा देती है—



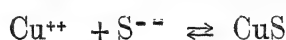
क्षारों के योग से यह पीत-नील रंग का क्यूप्रिक हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप देती है—



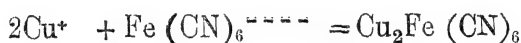
अमोनिया के साथ यह पहले तो क्यूप्रिक हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप देती है, पर बाद को अमोनिया के आधिक्य में घुलकर क्यूप्रामोनियम आयन देती है—



हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ वह क्यूप्रिक सल्फाइड का अवक्षेप देगी—



फेरोसायनाइडों के साथ क्यूप्रिक लवण चोकोलेट रंग के भूरे श्लेष (कोलॉयड) विलयन काँपर फेरोसायनाइड, $\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$, के देते हैं—

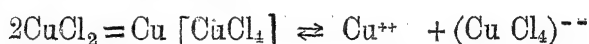


ये गुण सामान्यतः सभी क्यूप्रिक लवणों के हैं।

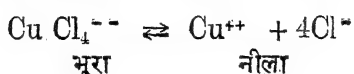
क्यूप्रिक क्लोराइड, CuCl_2 — हाइड्रोक्लोरिक एसिड और क्यूप्रिक आक्साइड के योग से यह बनता है। ताँबे को क्लोरिन के आधिक्य में जलाने पर भी बनता है। विलयन को सुखाने पर $\text{CuCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ के हरे मणिभ मिलते हैं। निर्जल लवण भूरे रंग का होता है। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में भी इसका रंग भूरा होता है। यह भूरा रंग CuCl_4^{--} आयन के लवण है—



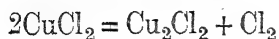
इस भूरे रंग के आधार पर हम यह कह सकते हैं कि निर्जल क्यूप्रिक क्लोराइड स्वयं-संकीर्ण यौगिक है—



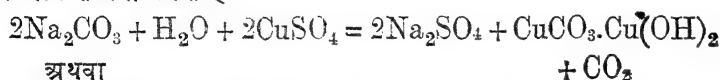
सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुले क्यूप्रिक क्लोराइड के भूरे विलयन को, यदि पानी से हल्का किया जाय तो पहले तो हरा रंग आयेगा और फिर यह रंग नीला पड़ जायगा जो क्यूप्रिक आयन का रंग है—



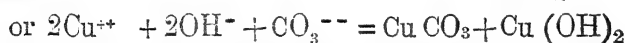
क्यूप्रिक क्लोराइड को रक्त तप्त करने पर क्यूप्रस क्लोराइड बनता है और क्लोरीन गैस निकल जाती है—



कॉपर कार्बोनेट, CuCO_3 —प्रकृति में और वैसे भी सामान्य कॉपर कार्बोनेट तो नहीं मिलता पर इसके भास्मिक लवण, $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$, कई जगह हैं। प्राकृतिक खनिज मैलेकाइट का उल्लेख पहले किया जा चुका है। प्रयोग शाला में हम इसे कॉपर सल्फेट और सोडियम कार्बोनेट के योग से बना सकते हैं—

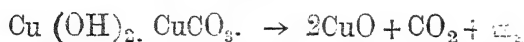


अथवा

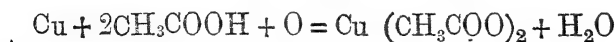


व्यापार में इस प्रकार बनाये हुये कार्बोनेट को वर्डिटर (Verditer) कहते हैं। (वर्डिग्रिस दूसरी चीज़ भास्मिक ऐसीटे है)।

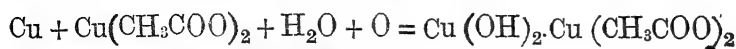
यह कार्बोनेट साधारण गरम किये जाने पर ही विभाजित होता है और क्यूप्रिक ऑक्साइड बन जाता है—



ताम्र ऐसीटेट—ताँबे का सामान्य ऐसीटेट, $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, चटक नील-हरित रंग का होता है। वर्डिग्रिस जिसका उपयोग हरे रंग के लिये किया जाता है, भास्मिक ऐसीटेट होता है— $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ । मिट्टी के बर्तनों में क्रमशः ताँबे और अंगूर के छिलकों को (जिसमें से सुरा तैयार करने के लिये रस निचोड़ लिया गया होता है) बिछाते हैं, इन छिलकों के किण्ववाणु खमीर उत्पन्न करते हैं; जो शराब बनती है वही आगे चल कर फिर सिरका बन जाती है। इस सिरके का हवा की विद्यमानता में ताँबे पर असर होता है और भास्मिक ऐसीटेट बन जाता है—



ताँबे के इन पत्रों को निकाल कर गठिया लेते हैं, और फिर हवा में खुला छोड़ देते हैं, बीच बीच में खट्टी को हुई शराब छिड़क दिया करते हैं। ऐसा करने पर प्रतिक्रिया इस प्रकार होती है—



यही भास्मिक ताम्र ऐसीटेट है।

भूमिका

कई वर्ष हुए, बिडला एडुकेशन ट्रस्ट, पिलानी की ओर से एक आयोजना विश्वविद्यालयों की पाठ्य-पुस्तकों के संबन्ध में बनी, और उस आयोजना के अनुसार भारतीय विश्वविद्यालयों की बी० एस-सी० कक्षाओं के उपयोग का रसायन-शास्त्र लिखने का कार्य मुझे मिला। यह प्रसन्नता की बात है कि सामान्य रसायन शास्त्र का उक्त ग्रन्थ अब प्रकाशित हो रहा है, जिसके लिए मैं प्रकाशकों का आभारी हूँ।

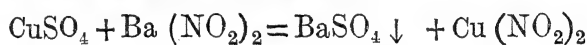
राष्ट्रीय स्वतंत्रता प्राप्त होते ही यह स्वाभाविक था कि हमारा ध्यान राष्ट्रीय भाषा को उच्चतम शिक्षा का माध्यम बनाने की ओर आकर्षित होता। हमारे देश के कई विश्वविद्यालय अब विज्ञान विषयों का शिक्षण हिन्दी भाषा में आरम्भ करेंगे। यदि इस ग्रन्थ से इस कार्य में सहायता मिल सके, तो लेखक और प्रकाशक दोनों को संतोष होगा।

यह रसायन शास्त्र आकार्बनिक रसायन से संबन्ध रखता है। इससे अपने विषय में बी० एस-सी० (आनर्स) तक की आवश्यकताओं की पूर्ति हो सकेगी। हिन्दी में छोटी कक्षाओं के उपयोग की कुछ पुस्तकें अवश्य हैं। लेखक ने स्वयं हार्ड स्कूल और इण्टरमीडियेट कक्षाओं के लिये रसायन शास्त्र पर पुस्तकें लिखी हैं और उन पुस्तकों से परिचित विद्यार्थी अब इस ग्रन्थ द्वारा बी० एस-सी० कक्षा के उपयोग की सामग्री प्राप्त कर सकेंगे। रसायन शास्त्र का इतना बड़ा हिन्दी में यह पहला ग्रंथ है, और आशा की जाती है कि हमारे विश्व-विद्यालयों के योग्य अध्यापक अन्य विषयों पर भी उचित साहित्य दे सकेंगे।

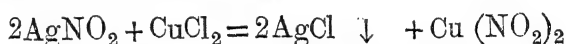
रसायन शास्त्र की पारिभाषिक शब्दावली के सम्बन्ध में अनेक प्रयास हुये हैं। सर स० राधाकृष्णन की अध्यक्षता में यूनिवर्सिटीज कमीशन ने अपनी रिपोर्ट में पारिभाषिक शब्द संबन्धी जिस नीति का निर्देश किया है, उसका अवलम्बन इस ग्रंथ में किया गया है, और भारतीय हिन्दी परिषद् प्रयाग के कोष की शब्दावली से सहायता ली गयी है। इस ग्रन्थ में जो पारिभाषिक शब्द प्रयुक्त हुए हैं, उनका उपयोग

क्यूप्रिक नाइट्रेट, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ —यदि ताँबे को या इसके ऑक्साइड को नाइट्रिक एसिड के हलके विलयन में घोला जाय और विलयन को सुखाया जाय तो क्यूप्रिक नाइट्रेट के चटक नीले मणिम मिलेंगे। यह पानी में विलेय जलग्राही पदार्थ है। इसमें साधारण नाइट्रेटों के गुण होते हैं। गरम किये जाने पर इसके विलयन ऑक्साइड में परिणत हो जाते हैं।

क्यूप्रिक नाइट्राइट, $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$ —कॉपर सल्फेट विलयन में यदि बेरियम नाइट्राइट का विलयन छोड़ा जाय तो बेरियम सल्फेट का अवक्षेप आवेगा और विलयन में क्यूप्रिक नाइट्राइट होगा—



इसी प्रकार क्यूप्रिक क्लोराइड के विलयन में सिलवर नाइट्राइट की प्रतिक्रिया करने से भी यह मिल सकता है—

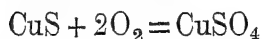
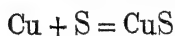


यह अस्थायी पदार्थ है और केवल विलयन में ही पाया जाता है।

क्यूप्रिक सायनाइड, $\text{Cu}(\text{CN})_2$ —इस अस्थायी पदार्थ का उल्लेख क्यूप्रस सायनाइड के साथ किया जा चुका है।

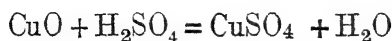
क्यूप्रिक सल्फाइड, CuS —तूतिये पर हाइड्रोजन सल्फाइड की प्रतिक्रिया से यह बनता है। यह पानी में और अम्लों में नहीं घुलता पर नाइट्रिक एसिड में गरम करने पर घुल जाता है। पीले अमोनिधम सल्फाइड में भी नहीं घुलता।

क्यूप्रिक सल्फेट या तूतिया, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (नीला थोथा) — ताँबे का यह सब से अधिक प्रसिद्ध लवण है। ताँबे के छीजनो को क्षेपक भट्टी में गन्धक के साथ गरम के करके बड़ी मात्रा में तैयार किया जाता है। पहले तो प्रतिक्रिया में सल्फाइड बनता है, जो हवा के आधिक्य में फिर गरम किये जाने पर सल्फेट में परिणत हो जाता है—



इस प्रकार जो अशुद्ध सल्फेट मिला उसे हलके सल्फ्यूरिक एसिड में घोलते हैं। इस विलयन का मणिमीकरण करने से तूतिये के नीले मणिम प्रति हो जाते हैं।

शुद्ध क्यूप्रिक ऑक्साइड को गन्धक के तेजाब में घोल कर भी शुद्ध तृतिया बनाया जा सकता है।



तृतिये के मणिमों में पानी के ५ अणु होते हैं— $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ये मणिम विषमनतत्रयात्त समूह (triclinic) के हैं। 10° पर १०० ग्राम पानी में ३६.६ ग्राम और 100° पर २०.३ ग्राम घुलते हैं।

कॉपर सल्फेट कई हाइड्रेट बनाता है। जैसे सप्तहाइड्रेट $\text{CuSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, जो फेरस सल्फेट का समरूपी है। इसे ब्यूाइट कहते हैं। $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ के मणिम गरम किये जाने पर त्रि-हाइड्रेट, $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, में परिणत होते हैं और फिर एक-हाइड्रेट, $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, में। पानी का अन्तिम अणु 200° पर अलग होता है।

निर्जल तृतिया सफेद रंग का होता है। यह शीघ्र पानी सोख कर फिर नीले पंचहाइड्रेट में परिणत हो जाता है। पानी के साथ इस प्रतिक्रिया के समय गरमी पैदा होती है।

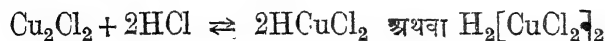
380° तक गरम किये जाने पर, कॉपर सल्फेट भास्मिक सल्फेट में परिणत हो जाता है और अधिक गरम होने पर क्यूप्रिक ऑक्साइड देता है।

तृतिये का व्यवहार अनेक कामों में होता है। चूने में मिला कर दीवारों पर पोता जाता है क्योंकि यह कीटाणुनाशक है। चूने और इसका मिश्रण ११ : १६ के अनुपात में मिला कर पानी में घोल कर खेतों या बाग बगीचों के पौधों पर छोड़ने के काम आता है। इसे बोर्डो मिश्रण (Bordeaux mixture) कहते हैं। रंगाई में और विद्युत् बिच्छेदन द्वारा ताम्रपट्टन में इसका प्रयोग होता है।

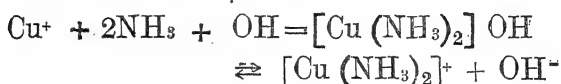
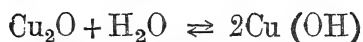
ताँबे के संकीर्ण यौगिक

ताँबे के अनेक संकीर्ण यौगिक ज्ञात हैं। कुछ तो क्यूप्रस लवणों की श्रेणी के बनते हैं, और कुछ क्यूप्रिक लवणों की श्रेणी के।

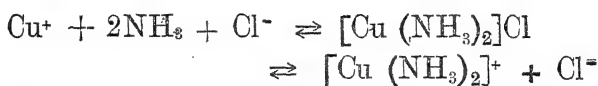
क्यूप्रस आयन वाले संकीर्ण यौगिक—(१) क्यूप्रस क्लोराइड या ऑक्साइड सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल कर हाइड्रोक्सीप्रोक्लोरिक एसिड, HCuCl_2 , देता है—



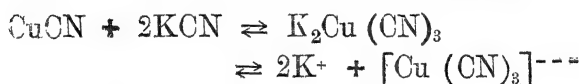
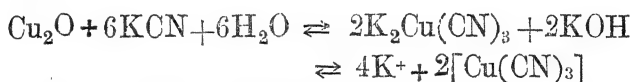
(२) यदि क्यूप्रस ऑक्साइड को अमोनियम हाइड्रॉक्साइड द्वारा प्रतिकृत किया जाय तो ऐसा संकीर्ण यौगिक बनता है जिसमें ताँबा धन आयन (ऐनियन) में होता है—



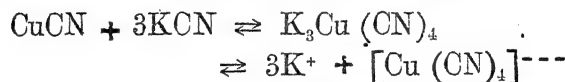
यदि क्यूप्रस क्लोराइड और अमोनिया का योग किया जाय तो क्यूप्रो-ऐमिनक्लोराइड बनेगा जो कि उपर्युक्त क्यूप्रो-ऐमिन हाइड्रॉक्साइड का क्लोराइड लक्षण है—



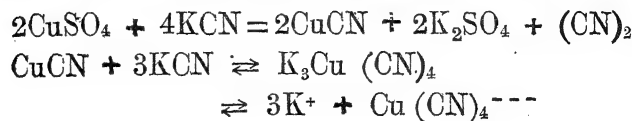
(३) पोटैसियम सायनाइड के साथ क्यूप्रस ऑक्साइड और क्यूप्रस लवण पोटैसियम क्यूप्रोसायनाइड देते हैं। इनमें भी ताँबा ऋण आयन का अंग होता है।



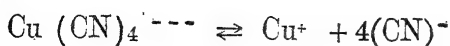
कभी कभी यह यौगिक $\text{K}_3\text{Cu}(\text{CN})_4$ भी बनता है—



तृतिया अर्थात् क्यूप्रिक सल्फेट में पोटैसियम सायनाइड मिलाया जाय तब भी पोटैसियम क्यूप्रोसायनाइड ही बनेगा क्योंकि क्यूप्रिक सायनाइड तत्काल विभाजित होकर क्यूप्रस सायनाइड ही देता है—

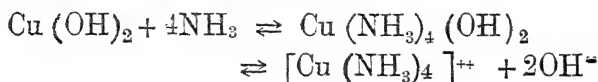


क्यूप्रोसायनाइड आयन, $\text{Cu}(\text{CN})_4^{--}$ का दूसरा विघटन-स्थिरांक बहुत कम है—

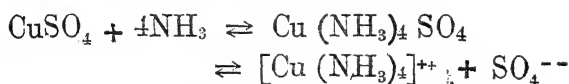


अतः इसके विलयन में क्यूप्रस आयन लगभग नहीं के बराबर ही होते हैं। इसी लिये द्वितीय समूह में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड डालने पर कॉपर सल्फ़ाइड का अवक्षेप नहीं आता (देखो कॉपर और कैडमियम का पृथक्करण)।

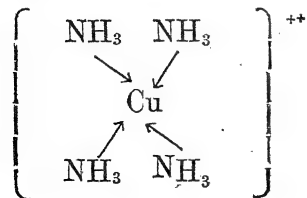
क्यूप्रिक आयन वाले संकीर्ण यौगिक—अमोनियम हाइड्रैक्साइड विलयन में यदि क्यूप्रिक हाइड्रैक्साइड घोला जाय तो नीला चटक रंग क्यूप्रि-अमोनियम हाइड्रैक्साइड का आवेगा—



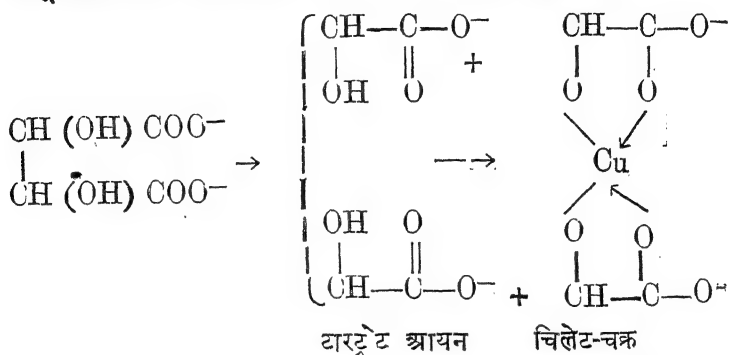
पर यदि ताम्र सल्फेट के विलयन में अमोनिया का विलयन छोड़ें तो पहले तो क्यूप्रिक हाइड्रैक्साइड का अवक्षेप आता है पर यह शीघ्र ही अमोनिया के आधिक्य में घुल जाता है। इस प्रकार जो चटक नीला विलयन आता है, उसके ऊपर सावधानी से एक सतह एल्कोहल की बना दी जाय, और त्वचा (कार्ड) लगा कर विलयन का उड़ना बन्द कर दिया जाय तो कुछ समय में समचातुर्भुजिक (rhombic) मणिम क्यूप्रि-एमिन सल्फेट के प्राप्त होंगे—



इसी प्रकार यदि क्यूप्रिक क्लोराइड के गरम विलयन को अमोनिया गैस द्वारा संतृप्त किया जाय तो क्यूप्रि-एमिन क्लोराइड, $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2$, के मणिम मिलेंगे। क्यूप्रि-एमिन आयन की रचना इस प्रकार है—



(२) ताम्र सल्फेट कास्टिक सोडा के साथ हाइड्रोक्साइड का अवक्षेप देता है पर यदि इसमें रोशील लवण (सोडियम पोटासियम टारट्रेट) का विलयन मिला दिया जाय तो चटक नीले रंग का विलयन मिलता है। ऐसा मालूम होता है कि चिलेट-चक्र (chelate ring) बना है।



चाँदी या रजत, Ag

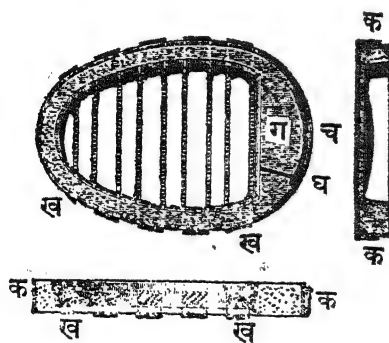
(सिलवर, आर्जेंटम)

चाँदी हमारी अति परिचित मूल्यवान धातुओं में से है जिसका व्यवहार सिकों एवं आभूषणों में किया जाता है। चाँदी के पत्र लगी हुई मिठाइयाँ या पान भी देखने में मोहक प्रतीत होते हैं। चाँदी प्रकृति में या तो मुक्त अवस्था में मिलती है अथवा सल्फाइड या क्लोराइड के रूप में। आर्जेंटाइट (argentite) अथवा जिसे सिलवर ग्लान्स (silver glance) भी कहते हैं Ag_2S है, और सिलवर कॉपर ग्लान्स में यह $(\text{Ag}, \text{Cu})_2\text{S}$ है। हॉर्न सिलवर (horn silver) Ag Cl है।

धातु कर्म—चाँदी प्राप्त करने की चार मुख्य विधियाँ हैं—(१) खर्पर विधि (cupellation process) जिसमें धातु को सीसे के साथ संकरित किया जाता है और फिर ऑक्सीकरण द्वारा सीसा पृथक् कर देते हैं। (२) रजत संरस विधि—जिसमें चाँदी को रस अर्थात् पारे के साथ मिला कर संरस (एमलगम) बनाते हैं। संरस को पृथक् करके पारा उड़ा दिया जाता है और चाँदी रह जाती है। (३) चाँदी को सीसे के साथ संकरित करते हैं और फिर सीसे को गले हुये जस्ते में घुला कर पृथक् कर देते हैं। (४) चाँदी के लवण पोटासियम या सोडियम सायनाइड के साथ संकीर्ण यौगिक देते हैं। इन विलेय यौगिकों के विलयन में यदि जस्ता डाल दिया जाय तो चाँदी पृथक् हो जाती है।

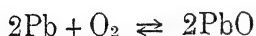
ताँबे का उल्लेख करते हुये ऐनोड-पंक (anode mud) की ओर संकेत किया गया था । इस पंक में काफ़ी चाँदी होती है । कई कारखानों में इसी से चाँदी निकाली जाती है ।

खर्पर विधि (Cupellation process)—इस विधि में चाँदी के अयस्क़ों को सीसे के अयस्क़ों के साथ गलाते हैं । ऐसा करने पर चाँदी और सीसे की मिश्रधातु बन जाती है । इस मिश्रधातु में से चाँदी प्राप्त करने के लिये खर्पर विधि का प्रयोग करते हैं । इस विधि को खर्पर विधि इसलिये कहते हैं क्योंकि इसमें लोहे के ढाँचे के बने हुये एक खर्पर (खप्पर, cupel) का प्रयोग किया जाता है । इस ढाँचे में हड्डी की राख, बेराइटीज़ या सीमेंट भरी होती है । खर्पर विधियाँ दो हैं, जर्मन और अंग्रेज़ी, दोनों में ही सीसे का उपचयन हो जाता है (लिथार्ज या लेड ऑक्साइड बन जाता है), पर चाँदी धातु-अवस्था में ही बनी रहती है ।



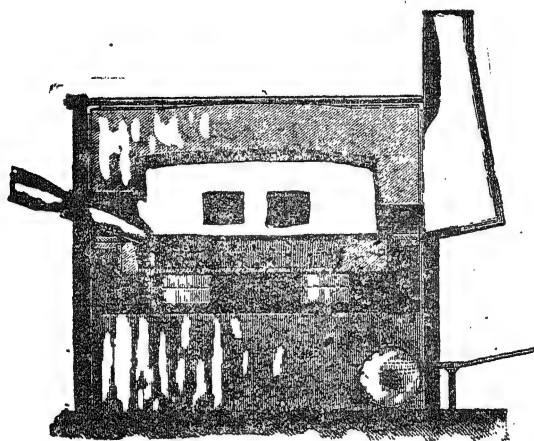
चित्र ६०—खर्पर (cupel)

(क) अंग्रेज़ी विधि—इसमें खर्पर चलता-फिरता होता है । सीसा थोड़ी थोड़ी देर बाद भट्टी में छोड़ा जाता है । इस भट्टी में इसका विधान भी होता है कि जो लेड-ऑक्साइड बने उसे हवा के झोंके से बाहर निकाल दिया जाय । मिश्रधातु (धातु संकर) के ऊपरी पृष्ठ तक भट्टी की ज्वालायें आती रहती हैं और हवा के प्रवाह से उपचयन पूरा किया जाता है ।



जो कुछ गला हुआ लेड ऑक्साइड बचा उस का शोषण खर्पर की हड्डी की राख द्वारा भी हो जाता है, और चाँदी ऊपर रह जाती है ।

(२) जर्मन विधि—इस विधि में जिस खर्पर का उपयोग होता है वह चूने के पत्थर (६५%), मिट्टी (३०%) और ५% मेगनीशियम कार्बोनेट और लोहे के ऑक्साइड की बनी होती है। पूरी प्रक्रिया एक बार में हो जाती है (अर्थात् बार बार सीसा नहीं छोड़ना पड़ता)। जितना सीसा आवश्यक हो, एक बार ही मिश्रधातु में मिला कर खर्पर पर रख दिया जाता है। सावधानी से विशेष भट्टी में इसे तपाते हैं। जो लेड-ऑक्साइड बनता है वह एक ओर को बहा लिया जाता है। इसके नीचे शुद्ध चमचमाती चाँदी निकल आती है।



चित्र ६१—चाँदी के लिए खर्पर-भ्राष्ट्र

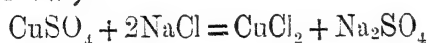
संरस विधि (Amalgamation process)—दो विधियाँ इस सम्बन्ध में महत्व की हैं। एक का नाम मैक्सिकन विधि है और दूसरी का अमरीकन विधि। पारे में चाँदी और सोना दोनों धातुयें घुल जाती हैं, और इस प्रकार पारे के योग से जो पदार्थ बनते हैं उन्हें संरस कहते हैं।

(क) मैक्सिकन विधि—अयस्क को घोड़ों से चलने वाली चकियों में महीन पीसा जाता है, और फिर पानी मिला कर इसका गारा सानते हैं। फिर इसमें थोड़ा सा नमक मिलाते हैं और दिन भर पड़ा रहने देते हैं। अब इसमें पारा छोड़ा जाता है। फिर जारित लोहे और ताँबे के मात्त्रिकों के मिश्रण को (जिसे मेजिस्ट्रल, magistral कहते हैं) ढेर के ऊपर छितरा देते हैं, और फिर खिचरों से खुंदवाते हैं। ३० दिन तक फिर इस

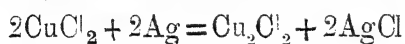
अवस्था में छोड़ रखते हैं। इतने समय में संरस तैयार हो जाता है। इसे कैनवस के थैलों में निचोड़ कर छानते हैं। ऐसा करने पर पारे का आधिक्य अलग हो जाता है। संरस का फिर भभकों में खणन करते हैं। पारा उड़ कर एक ओर चला जाता है, और भभके में चाँदी रह जाता है। इसी पारे को फिर काम में लाते हैं।

इस विधि की प्रतिक्रियायें समझना कठिन है। कुछ प्रतिक्रियायें इस प्रकार हैं—

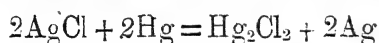
(१) सोडियम क्लोराइड और तूतिये के योग से (जो ताम्र माक्षिक के जारण से बना)—



(२) क्यूप्रिक क्लोराइड और चाँदी के योग से—



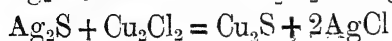
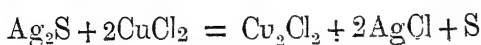
(३) सिलवर क्लोराइड फिर पारे से योग करके—



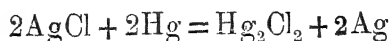
यह चाँदी पारे के आधिक्य में धुल कर संरस बनाती है।

(ख) अमरीकन विधि—इस विधि का प्रयोग उन खनिजों या अयस्कों के लिये होता है जिनमें चाँदी बहुत कम हो। अयस्क को महीन चूर्ण कर लिया जाता है, फिर इसमें पानी और पारा मिला कर ढलवाँ लोहे के कड़ाहों में इसे पीसते हैं। थोड़ा सा नमक और तूतिया भी मिला दिया जाता है। इस प्रकार बने संरस को ढोते हैं, और कैनवस के थैलों में निचोड़ते हैं। बाद को संरस को लोहे के भभकों में रखकर खणित करते हैं। पारा उड़ जाता है और भभके में चाँदी रह जाती है।

रासायनिक प्रतिक्रियायें इस प्रकार समझी जा सकती हैं—मान लीजिए कि हमारा अयस्क सिलवर ग्लास (Ag_2S) है। पहले तो मेजिस्ट्रल अर्थात् ताँबे और लोहे के सलफेटों का मिश्रण नमक के साथ प्रतिक्रिया करके ताँबे और लोहे के क्लोराइड देगा। यह क्यूप्रिक क्लोराइड अयस्क से इस प्रकार प्रतिक्रिया करेगा—



सिल्वर क्लोराइड नमक (NaCl) विलयन में घुला रहता है। अब पारे की इस पर निम्न प्रकार प्रतिक्रिया होती है—



यह चाँदी पारे के साथ संरस बनाती है।

पार्क्स-विधि (Parkes Process)—यह विधि इस सिद्धान्त पर निर्भर है कि पिघला जस्ता और पिघला सीसा आग में अमिश्र्य हैं, और चाँदी दोनों में ही घुलती है, पर जस्ते में कहीं अधिक घुलती है और सीसे में कम। अतः अयस्क को पहले तो सीसे के साथ संकरित करते हैं जैसा कि खर्पर विधि में था। अब इस मिश्र धातु को पिघला लेते हैं, और फिर इसमें जस्ता छोड़ते हैं। जस्ते में चाँदी अधिक घुलती है अतः यह सीसे में से निकल कर बहुत कुछ जस्ते वाली तह में आ जाती है। चाँदी और जस्ते की यह मिश्रधातु (संकर) सीसे की तह पर तैरने लगती है। छेददार झन्नियों द्वारा इस मिश्र धातु को अलग कर लेते हैं। इस मिश्रधातु (संकर) को यदि भभके में गरम किया जाय तो जस्ता (जो अधिक वाष्पशील है) उड़ कर अलग हो जाता है और चाँदी पीछे रह जाती है।

पैटिन्सन विधि—इस विधि से वस्तुतः चाँदी पृथक् तो नहीं की जाती, पर खानों में से निकले अयस्क में (जहाँ यह सीसे के साथ आर्जेण्टाफेरस लेड अयस्क से मिली होती है) इसकी सान्द्रता बढ़ायी जा सकती है। १ टन अयस्क में २५% प्रतिशत (५ हेंडरवेट) सीसा होता है, और आरंभ में इतने अयस्क में चाँदी केवल २० औंस (अर्थात् ०.२ प्रतिशत) होती है।

पैटिन्सन विधि में कला-नियम (phase rule) का उपयोग किया जाता है। चाँदी और सीसे की मिश्रधातु को गला लिया जाता है। और फिर गले हुये पदार्थ को धीरे धीरे ठंडा करते हैं। ऐसा करने पर पहले तो शुद्ध सीसे के मणिम पृथक् होते हैं जिन्हें अलग कर दिया जाता है। अब फिर गरम करके गलाते हैं, और फिर ठंडा करते हैं। अब कुछ और सीसा दूर हो जाता है। ऐसा कई बार करने पर बहुत सा सीसा दूर हो जाता है, और इस प्रकार मिश्रधातु में चाँदी की प्रतिशत मात्रा बढ़ जाती है। यह मात्रा तब तक ही बढ़ सकती है, जब तक सुद्राव या समावस्थी बिन्दु (eutectic point) न आ जाय। ऐसे बिन्दु के आने पर सीसा और

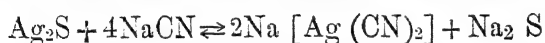
प्रथम समूह के तत्त्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना ३०७

चाँदी दोनों ही पृथक् होने लगते हैं और चाँदी की सान्द्रता आगे नहीं बढ़ायी जा सकती। यह समावस्थी बिन्दु 303° पर है जब कि चाँदी की मात्रा २% होती है। इस प्रकार इस विधि से लगभग $\frac{1}{2}$ भाग सीसा चाँदी में से अलग कर दिया जाता है।

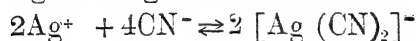
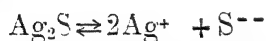
अब इस मिश्रधातु में से खर्पर विधि द्वारा चाँदी अलग कर ली जा सकती है।

सायनाइड विधि—इस विधि का उपयोग इस आधार पर है कि सिल्वर आयन सायनाइड आयन के साथ एक संकीर्ण विलेय आयन बनाता है। अतः चाँदी के यौगिक पोटैसियम या सोडियम सायनाइड के विलयन में घुल जाते हैं।

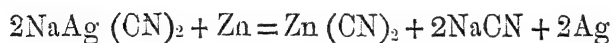
सिल्वर ग्लांस अयस्क, Ag_2S , को अच्छी तरह पीसा जाता है, और फिर कई घण्टे तक इसे सोडियम सायनाइड के विलयन के संसर्ग में छोड़ रखते हैं। जो सोडियम सलफाइड बनता है उसे हवा से उपचित करके सोडियम सलफेट बना देते हैं, और इसे अलग कर लिया जाता है। ऐसा होने का लाभ यह है कि इसके अलग होते ही और सिल्वर सलफाइड प्रतिक्रिया में भाग लेने लगता है (यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है)—



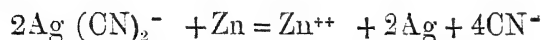
अथवा



सोडियम आर्जेन्टी-सायनाइड के विलयन में, जो इस प्रकार प्राप्त होता है, जस्ते की रज या छीलन डाली जाती है। ऐसा करने पर चाँदी अवक्षिप्त हो जाती है—

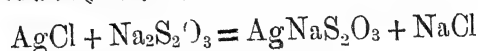


अथवा

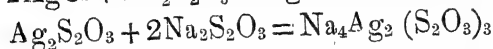
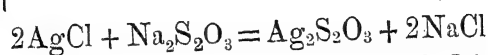


चाँदी के अवक्षेप को छान कर पोटैसियम नाइट्रेट के साथ गला लेते हैं। पोटैसियम नाइट्रेट जस्ता आदि की बची-खुची अशुद्धियों का उपचयन कर देता है।

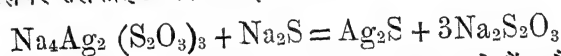
हाइपो विधि (पर्सीपेटेरा विधि)—Percy-Patera process)—
अथस्क का नमक के साथ जारण करते हैं। ऐसा करने पर सिलवर क्लोराइड
बनता है। सिलवर क्लोराइड हाइपो के विलयन में विलेय है—



अथवा



अब यदि इस द्विगुण लवण में सोडियम सल्फाइड का विलयन छोड़ा
जाय तो सिलवर सल्फाइड का अवक्षेप मिलेगा।



इस सल्फाइड को छान लेते हैं, फिर इसका जारण करते हैं और सीसा
मिला कर मिश्रधातु बना लेते हैं। फिर स्वर्ण विधि द्वारा इसमें से चाँदी
अलग की जा सकती है।

परमाणुभार—इसका परमाणु भार बड़ी सावधानी से रिचार्ड्स
(Richards) ने निकाला है। (१) सिलवर क्लोराइड की ज्ञात मात्रा
को गलाने पर कितनी चाँदी मिलती है, इसका पता चलाया गया। इस
काम के लिये कई बार सिलवर नाइट्रेट का मणिभीकरण किया गया और
इसे चूने पर गला कर हाइड्रोजन में गरम करके शुद्ध चाँदी प्राप्त की
गयी। नाइट्रिक एसिड को भी कई बार भभके द्वारा स्वर्ण करके शुद्ध
किया। अति शुद्ध नमक के प्रयोग से सिलवर क्लोराइड बनाया। (२) शुद्ध
अमोनियम क्लोराइड से कितना सिलवर क्लोराइड बनता है, यह भी पता
लगाया। (३) दिये हुए चाँदी के भार से कितना सिलवर नाइट्रेट बनता
है, यह भी मालूम किया। इस प्रकार

$$\frac{\text{AgCl}}{\text{Ag}} = \text{क}, \quad \frac{\text{NH}_4\text{Cl}}{\text{AgCl}} = \text{ख}, \quad \frac{\text{AgNO}_3}{\text{Ag}} = \text{ग}$$

यदि $\text{H} = १.००७६$, और $\text{N} = १४.००८$, तो इन निष्पत्तियों से
चाँदी और क्लोरीन दोनों का परमाणुभार निकाल सकते हैं—($\text{O} = १६$)—

$$\text{यदि } \text{Ag} = \text{य}, \text{Cl} = \text{र}$$

$$\text{य} + \text{र} = \text{क य} \dots (१)$$

$$१४.००८ + ४.०३०४ + \text{र} = \text{ख} (\text{य} + \text{र}) \dots (२)$$

$$\text{य} + ६२.००८ = \text{ग य} \dots (३)$$

प्रथम समूह के तत्त्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना ३०६

इनमें से किन्हीं दो समीकरणों से य, और र का मान निकाला जा सकता है।

प्रयोग से यह देखा गया कि चाँदी का परमाणुभार 197.250 और क्लोरीन का 35.453 है।

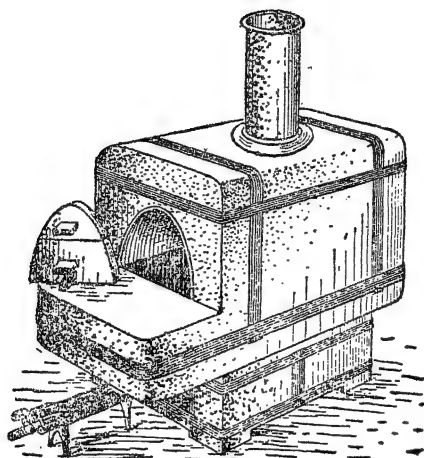
चाँदी के गुण—चाँदी की श्वेत मुन्दर धात्विक आभा होती है। इसमें बहुत दृढ़ता होती है। ताँबे के साथ मिल जाने पर यह दृढ़ता और बढ़ जाती है। यह घनवर्धनीय और तन्य है; इसीलिये आभूषणों के बनाने में इतना काम आती है। शुद्ध चाँदी कुछ अधिक नरम होती है, अतः बहुधा इसमें $7\frac{1}{2}\%$ ताँबा मिला रहता है। यह ताप और विद्युत् की सब से अच्छी चालक है। इसका द्रवणांक 1310° है, अर्थात् लगभग वही तापक्रम जिस सीमा तक बुन्सन बर्नर की सहायता से मूषायें गरम की जा सकती है।

सिक्के में चाँदी का अनुपात निकालना—सिक्के की मिश्रधातु का एक टुकड़ा लेकर तौलो। इसे अस्थि-भस्म (boneash) की बनी खर्परा पर रख कर शुद्ध सीसे के साथ मफेल (muffle) भ्राष्ट्र (चित्र ६२) में गरम करो। इस भ्राष्ट्र में अग्निजित् मिट्टी की बनी कन्दु (oven) बाहर से ज़ोरों से गरम की जाती है। मफेल का मुँह ढीला बन्द रहता है, जिससे हवा भीतर जावी रहे। प्रतिक्रिया में ताँबे का उपचयन हो जाता है। ताम्र ऑक्साइड सीस ऑक्साइड में घुल जाता है। ये दोनों खर्परा में शोषित हो जाते हैं, और चाँदी रह जाती है।

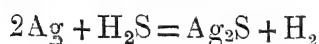
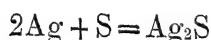
पिघली चाँदी अपने आयतन का २२ गुना आयतन ऑक्सीजन का अपने में धोल सकती है। पर ठोस पड़ने पर यह ऑक्सीजन सनसना कर फिर बाहर निकल आता है। ऐसा होने पर चाँदी का पृष्ठ विचित्र रूप का हो जाता है। इस दृश्य को चाँदी का थुक्कन “spitting” कहते हैं।

चाँदी धातु निष्क्रिय पदार्थों में से है। यह ऑक्सीजन से प्रतिक्रिया नहीं करती, क्लोरीन के योग से यह सिलवर क्लोराइड देती है, ब्रोमीन और आयोडीन का भी इस पर प्रभाव इसी प्रकार का होता है, परन्तु सापेक्षतः धीरे धीरे ब्रोमाइड और आयोडाइड बनते हैं। गन्धक और चाँदी के योग से सिलवर सल्फाइड, Ag_2S , बनता है। रबर के बड़े

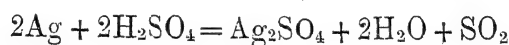
में चवन्नी, अठन्नी इसीलिये काली पड़ जाती हैं (रबर में गन्धक होता है) ।



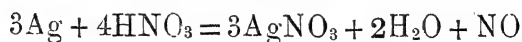
चित्र ६२—खर्पर विधि की मफेल भ्राष्ट्र



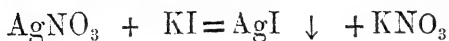
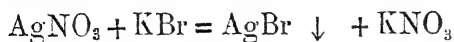
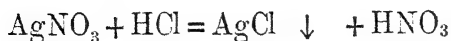
गन्धक के सान्द्र तेजाब और सभी सान्द्रता के शोरे के तेजाब को छोड़ कर और किसी अम्ल का चाँदी पर प्रभाव नहीं पड़ता । गन्धक के सान्द्र तेजाब के साथ गरम करने पर सिलवर सल्फेट बनता है—



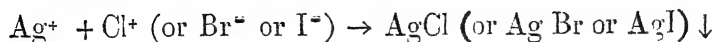
शोरे के तेजाब के साथ सिलवर नाइट्रेट—



विलयनों में सिलवर आयन सम्बन्धी प्रतिक्रियायें—(१) विलयनों में सभी सिलवर लवण क्लोराइड, ब्रोमाइड और आयोडाइडों के साथ सिलवर हैलाइडों के अवक्षेप देते हैं जो नाइट्रिक एसिड में विलेय नहीं हैं—



अथवा



अन्य अनेक ऐसिड आयनों के साथ भी सिलवर लवण अवक्षेप देते हैं पर वे अवक्षेप नाइट्रिक ऐसिड में विलेय हैं।

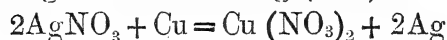
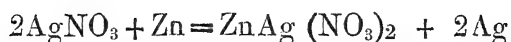
भिन्न सिलवर लवण पानी में विलेय हैं—नाइट्रेट, सल्फेट, क्लोराइड क्लोरेट, परक्लोरेट, और परमैंगनेट।

शेष लवण पानी में अविलेय हैं। सिलवर नाइट्रेट और उन ऐसिडों के विलेय लवणों के संसर्ग से भिन्न भिन्न रंगों के अवक्षेप आते हैं जिनका विस्तार नीचे दिया जाता है—

श्वेत अवक्षेप	हलका पीला अवक्षेप	भूरा अवक्षेप
१. क्लोराइड	६. मेटा फॉस्फेट	ब्रोमाइड
२. सायनाइड	७. ऑक्जलेट	आर्सेनैट
३. थायोसायनेट	८. बोरेट	पीला अवक्षेप
४. फेरोसायनाइड	९. सल्फाइड	लाल अवक्षेप
५. पायरोफॉस्फेट	१०. थायोसल्फेट	१. आयोडाइड
		क्रोमेट
		२. फॉस्फेट
		काले अवक्षेप
		१. सल्फाइड
		२. हाइड्रॉक्साइड
		नारंगी अवक्षेप
		२. हाइड्रॉक्साइड
		फेरिसायनाइड
		और अपचायक
		रसों से

सिक्कों में चाँदी—बाज़ार में जो चाँदी मिलती है उसमें थोड़ा सा ताँबा अवश्य मिला होता है, क्योंकि शुद्ध चाँदी के सिक्के बहुत नरम होंगे और उनसे काम न चलेगा। पुराने सिक्कों में १००० भाग में ६०० भाग के लगभग चाँदी होती थी। पर अब तो बहुत कम होती है। टुकसालों में मफेल भट्टियों में सीसा के साथ चाँदी को गला कर पता लगाते हैं कि इसमें कितनी चाँदी है। ताँबे का उपचयन हो जाता है। ताम्र ऑक्साइड पिघले सीसे में घुल जाता है, और चाँदी रह जाती है।

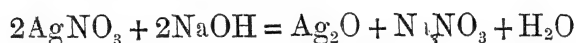
चाँदी के लवणों के विलयन में सोना या प्लैटिनम वर्ग के अतिरिक्त और चाहे, कोई भी धातु डाल दो, चाँदी अवक्षिप्त हो जायगी।



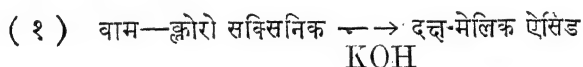
सिलवर आयन से धातु चाँदी अधिकांश सभी अपचायक रसों द्वारा मिल जाती है जैसे प्रकाश, स्वजात हाइड्रोजन, आर्तीनाइट, फेरस लवण, ग्लूकोज़ आदि।

चाँदी के लवण

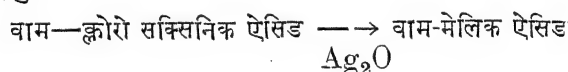
चाँदी का मुख्य ऑक्साइड Ag_2O है, पर एक परौक्साइड Ag_2O_2 भी पाया जाता है। सिलवर नाइट्रेट के विलयन में यदि कॉस्टिक सोडा का विलयन छोड़ा जाय तो सिलवर ऑक्साइड, Ag_2O , का अवक्षेप आवेगा क्योंकि सिलवर हाइड्रॉक्साइड स्थायी नहीं है।



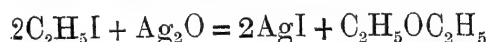
इसे छान कर 100° पर सुखाया जा सकता है। यह काला चूर्ण है। १५३३० भाग पानी में केवल १ भाग घुलता है। विलयन में थोड़ी सी क्षारता होती है। कार्बनिक रसायन में नम (moist) रजत ऑक्साइड का अच्छा उपयोग होता है—



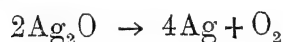
परन्तु—



(२) शुष्क Ag_2O से—



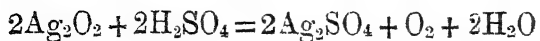
रजत ऑक्साइड 300° तक गरम करने पर विभाजित हो जाता है और चाँदी मिलती है—



यह ऑक्साइड अमोनिया में उसी प्रकार विलेय है जैसे रजत क्लोराइड।

रजत परौक्साइड, Ag_2O_2 —इसे सच्चा परौक्साइड कहना कठिन है। यदि ३ प्रतिशत पोटैशियम परसल्फेट, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, के विलयन के १००० c.c. लेकर इसमें १० प्रतिशत रजत नाइट्रेट के विलयन के १०० c.c.

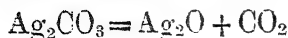
मिलाये जायँ और यदि अवक्षेप को शीघ्र नीचे बैठा दिया जाय, तो रजत परीक्साइड मिलेगा। इसे मामूली कमरे के तापक्रम पर ही सुखाना चाहिये। यह काला चूर्ण पदार्थ है। अम्लों के योग से यह ऑक्सीजन देता है—



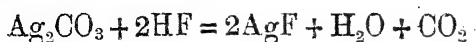
यह इतना प्रबल उपचायक अर्थात् ऑक्सीकारक है कि अमोनियम लवणों को नाइट्रेटों में परिणत कर सकता है।

रजत कार्बोनेट, Ag_2CO_3 —रजत नाइट्रेट के विलयन में यदि सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ा जाय, तो रजत कार्बोनेट का अवक्षेप आवेगा। यह सुखाने पर पीला सा चूर्ण देता है। रजत ऑक्साइड को कार्बन द्विऑक्साइड से संयुक्त करने पर भी यह बनता है।

रजत कार्बोनेट को गरम किया जाय तो ऑक्साइड मिलेगा।

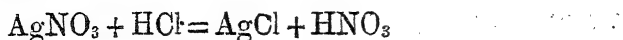


रजत फ्लोराइड, AgF —यह पानी में विलेय है; यद्यपि अन्य रजत हैलाइड पानी में अविलेय हैं। रजत कार्बोनेट और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के योग से यह बनाया जा सकता है—



विलयन का मणिभीकरण करने पर इसके मणिभ मिलेंगे। यह आसानी से निर्जल नहीं किया जा सकता। इसका स्थायी हाइड्रेट $AgF \cdot H_2O$ है। पानी को कीटाणु रहित करने में कभी कभी इसका उपयोग होता है।

रजत क्लोराइड, $AgCl$ —प्रकृति में यह हार्न सिलवर के रूप में पाया जाता है। रजत नाइट्रेट के विलयन में कोई भी क्लोराइड छोड़ने पर यह मिलता है—

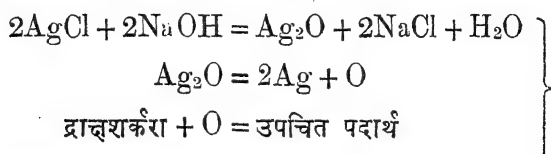


यह तप्त चाँदी पर क्लोरिन प्रवाहित करके भी बनाया जा सकता है। रजत क्लोराइड पानी और अम्लों में अविलेय है—१ लिटर पानी में १६ मिलीग्राम के लम्बग विलेय। पर अमोनिया, पोटैशियम सायनाइड अथवा हाइपो के विलयन में घुल जाता है। इन द्रव्यों के साथ निम्न संकीर्ण यौगिक बनते हैं—

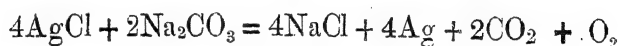


इनका उल्लेख पहले किया जा चुका है।

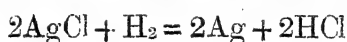
नम रजत क्लोराइड को कास्टिक सोडा और द्राक्षशर्करा (ग्लूकोज़) के साथ यदि उबाला जाय तो पहले श्याम-धूसर वर्ण का चूर्ण बनता है, और फिर धूसर चूर्ण रजत धातु का बनता है। शर्करा का उपचयन हो जाता है, और इससे भूरे रंग का विलयन बनता है।



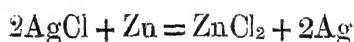
रजत क्लोराइड को सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर (अथवा पोटैसियम सायनाइड के साथ गलाने पर) चाँदी मिलती है—



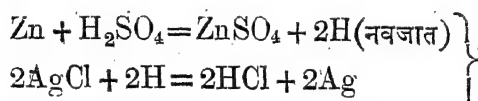
हाइड्रोजन गैस के प्रवाह में गरम करने पर भी यह चाँदी देता है—



जस्ता और हलके गन्धक के तेजाब के योग से भी यह प्रतिक्रिया होती है—



अथवा—



यदि रजत क्लोराइड को पोटैसियम आयोडाइड या ब्रोमाइड के संपर्क में रक्खा जाय, तो यह रजत ब्रोमाइड और रजत आयोडाइड में परिणत हो जायगा। इसका कारण यह है कि रजत क्लोराइड की अपेक्षा रजत ब्रोमाइड या आयोडाइड कम विलेय है।

$$\text{AgCl का विलेयता गुणनफल} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.2 \times 10^{-10}$$

$$\text{AgBr का विलेयता गुणनफल} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = 3.5 \times 10^{-13}$$

$$\text{AgI का विलेयता गुणनफल} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = 1.7 \times 10^{-16}$$

रजत ब्रोमाइड, AgBr—रजत नाइट्रेट के विलयन में पोटैसियम ब्रोमाइड का विलयन डालने पर रजत ब्रोमाइड का हलका पीला अवक्षेप मिलता है। यह अवक्षेप हलके अमोनिया विलयन में नहीं घुलता पर सान्द्र

अमोनिया में घुल जाता है। यह सुखाया जा सकता है, प्रकाश में यह क्लोराइड के समान नीला तो नहीं पड़ता, पर फिर भी इसमें परिवर्तन अवश्य हो जाता है।

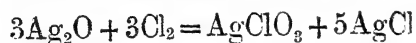
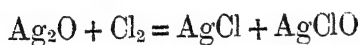
रजत ब्रोमाइड को गरम करने पर लाल द्रव मिलता है।

यह ब्रोमाइड भी हाइपो विलयन में विलेय है।

रजत आयोडाइड, AgI —यह रजत नाइट्रेट के विलयन में पोटैसियम आयोडाइड का विलयन मिलने पर अवक्षिप्त होता है। यह गहरे पीले रंग का होता है, और पानी में अन्य हैलाइडों की अपेक्षा बहुत कम विलेय है। यह सान्द्र अमोनिया में भी कम ही घुलता है। इसमें यह विचित्र बात है कि -40° से 140° तक के बीच के तापक्रमों पर यह गरम करने से सिकुड़ता और ठंडे किये जाने पर फैलता है।

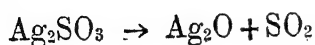
रजत आयोडाइड पोटैसियम आयोडाइड के सान्द्र विलयन में काफी घुल जाता है। ऐसी अवस्था में $KAgI_2$ बनता है।

रजत क्लोरेट, $AgClO_3$ —पानी में यदि रजत ऑक्साइड छितरा दिया जाय और क्लोरिन गैस प्रवाहित की जाय तो आरंभ में तो सिल्वर क्लोराइड और हाइपोक्लोराइट बनते हैं, जैसे क्लोरिन की प्रतिक्रिया में बना करते हैं, पर हाइपोक्लोराइट शीघ्र ही रजत क्लोरेट में परिवर्तित हो जाता है। यह विलेय लवण है, अतः छान कर इसमें से रजत क्लोराइड दूर किया जा सकता है।

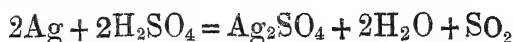


रजत सल्फाइड, Ag_2S —यह आर्जेन्टाइट अयस्क के रूप में प्रकृति में पाया जाता है। यदि रजत नाइट्रेट को पानी में घोल कर उसमें हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित की जाय, तो रजत सल्फाइड का काला अवक्षेप आवेगा जो नाइट्रिक एसिड में विलेय है।

रजत सल्फाइट, Ag_2SO_3 —यह रजत नाइट्रेट और सोडियम सल्फाइट के विलयनों को मिलाने पर बनता है। यह पानी और सल्फ्यूरस एसिड में अविलेय है और गरम करने पर विभाजित हो जाता है—



रजत सल्फेट, Ag_2SO_4 —चाँदी को तीव्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर यह बनता है—



रजत कार्बोनेट और हलके सल्फ्यूरिक एसिड के योग से भी यह बन सकता है। रजत सल्फेट पानी में कम विलेय है, पर सल्फ्यूरिक एसिड के अधिक्य में अच्छी तरह घुल जाता है। यदि सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में अमोनियम सल्फेट का सान्द्र विलयन डाला जाय तो रजत सल्फेट का सफेद अवक्षेप आवेगा।

यह $\text{Ag}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ के समान फिटकरी भी बनाता है।

रजत थायोसल्फेट, $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$ —रजत नाइट्रेट के विलयन को यदि सोडियम थायोसल्फेट (हाइपो) के सान्द्र विलयन में थोड़ा थोड़ा छोड़ा जाय तो धूसर वर्ण का अवक्षेप आवेगा। इसे अच्छी तरह धो डाला जाय और फिर अमोनिया में घोल कर नाइट्रिक एसिड से पुनः अवक्षिप्त किया जाय और जो अवक्षेप आवे उसे छाना कागजों के बीच में रख कर सुखा लिया जाय। ऐसा करने पर वर्ण के समान श्वेत पदार्थ मिलेगा।

पर यदि उलटा किया जाय, अर्थात् रजत नाइट्रेट के शिथिल विलयन में यदि सोडियम थायोसल्फेट का विलयन तब तक मिलाया जाय जब तक हलका पर स्थायी अवक्षेप न आ जाय, और इस अवक्षेप को छान कर दूर कर दिया जाय, और फिर छुने हुए विलयन में एल्कोहल मिला कर अवक्षेप लाया जाय, तो एक मणिभीय पदार्थ मिलेगा जो सोडियम सिल्वर थायोसल्फेट का है।

यदि हाइपो के विलयन में सिल्वर क्लोराइड को संतृप्तता तक घोला जाय तो जो विलेय संकीर्ण यौगिक मिलता है वह $2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot \text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ का है।

रजत नाइट्राइड, Ag_3N —विस्फोटक चाँदी—Fulminating silver—तुरत के अवक्षिप्त सिल्वर ऑक्साइड पर अमोनिया का योग करने से यह बनता है। यह काला विस्फोट चूर्ण है।

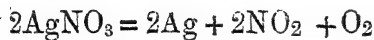
रजत नाइट्राइट, AgNO_2 —सोडियम नाइट्राइट का कुछ गरम विलयन यदि रजत नाइट्रेट के विलयन में मिलाया जाय, तो इस मिश्रण के ठंढ़ा

करने पर सफेद मणिभीय अवक्षेप रजत नाइट्राइट का मिलेगा। यह गरम करने पर विभाजित हो जाता है।

रजत नाइट्रेट, $AgNO_3$ —चाँदी के लवणों में यह सब से प्रसिद्ध है। यह चाँदी को नाइट्रिक एसिड में घोल कर बनाया जाता है। विलयन के मणिभीकरण करने पर यह समचतुर्भुजीय नीरंग मणिभ देता है।

रजत नाइट्रेट के मणिभों में पानी नहीं होता। ये मणिभ पानी में बहुत घुलते हैं— 0° पर १०० ग्राम पानी में १२१.६ ग्राम। गरम पानी में जितना भी चाहे रजत नाइट्रेट घोल लो, यहाँ तक कि चाहे यह कहो कि 133° पर १०० ग्राम में १६४१ ग्राम रजत नाइट्रेट घुला है अथवा यह कि १०० ग्राम पिघले रजत नाइट्रेट में ५१५ ग्राम पानी घुला है।

रजत नाइट्रेट 212° पर पिघलता है। और अधिक गरम किये जाने पर पहले यह रजत नाइट्राइट देता है, पर रक्त तप्त होने पर चाँदी, नाइट्रोजन के ऑक्साइड, नाइट्रोजन और ऑक्सीजन देता है। मुख्य प्रतिक्रिया इस प्रकार है—



डाक्टरों के यहाँ रजत नाइट्रेट को लूनर कॉस्टिक कहते हैं। इसमें कार्बनिक पदार्थ को उपचित करने की क्षमता है। आँखों के रोदे दूर करने में इसके विलयन का उपयोग है।

रजत नाइट्रेट से हाथ पर और कपड़ों पर काले दाग पड़ जाते हैं। अतः इसका उपयोग धोबी लोग निशान लगाने के लिये कर सकते हैं। सिर के बालों को काला करने के काम भी यह आता है।

रजत फॉस्फेट, Ag_3PO_4 —किसी भी विलेय आर्थों (फॉस्फेट के विलयन को रजत नाइट्रेट के विलयन में छोड़ने पर सामान्य रजत आर्थों फॉस्फेट, Ag_3PO_4 का पीला अवक्षेप आता है; गरम करने पर इसका रंग भूरा पड़ जाता है। चाँदी के और भी कई फॉस्फेट ज्ञात हैं।

रजत एसिटिलाइड, Ag_2C_2 —रजत नाइट्रेट के पानी के विलयन में यदि एसिटिलीन गैस प्रवाहित की जाय तो श्वेत अवक्षेप आता है जो संभवतः आरम्भ में $[Ag_2C_2 \cdot AgNO_3]$ है, पर बाद को Ag_2C_2 हो जाता है।

रजत सायनाइड, AgCN —रजत नाइट्रेट और पोटैसियम सायनाइड के विलयन को मिलाने पर दही सा जो सफेद अवक्षेप आता है वह रजत सायनाइड का है। यदि पोटैसियम सायनाइड ज्यादा पड़ जायगा तो यह अवक्षेप घुल जायगा, और संकीर्ण यौगिक, $\text{KAg}(\text{CN})_2$, बनेगा। रजत सायनाइड गरम किये जाने पर चाँदी देता है।

रजत थायोसायनेट, AgCNS —रजत नाइट्रेट के विलयन में पोटैसियम थायोसायनेट विलयन छोड़ने पर श्वेत अवक्षेप रजत थायोसायनेट का आता है। पोटैसियम थायोसायनेट के आधिक्य होने पर यह अवक्षेप घुल जाता है और $\text{KAg}(\text{CNS})_2$ बनता है।

दर्पण बनाना

दर्पण बनाने से हमारा अभिप्राय उस क्रिया से है जिस के द्वारा साधारण काँच की पट्टिका के एक पृष्ठ पर चाँदी चढ़ायी जाती है। सन् १८४० से पहले तो दर्पण बनाने में चाँदी नहीं चढ़ाते थे, बल्कि यह करते थे कि काँच के एक पृष्ठ पर वंग-पत्र बिछा देते थे, और फिर उस पर पारा मलते थे। पारा और वंग का संरस काँच पर चढ़ कर दर्पण बना देता था। सन् १८३५ में लीबिग (Liebig) ने यह देखा कि यदि काँच के किसी बर्तन में अमोनियम रजत नाइट्रेट के विलयन को एलडीहाइड के साथ गरम किया जाय तो बर्तन चारों ओर से दर्पण की भाँति चमकने लगता है। बात यह है कि बर्तन के भीतरी पृष्ठ पर चाँदी के छोटे छोटे कण जमा हो गये हैं।

काँच पर चाँदी चढ़ाने के अनेक नुसखे हैं। एक नीचे दिया जाता है—

(१) ८० ग्राम रजत नाइट्रेट (सिलवर नाइट्रेट) और १२० ग्राम अमोनियम नाइट्रेट को एक लीटर पानी में अलग घोलो। तीसरे बर्तन में ८०० c.c. पानी लो और इसमें दोनों विलयनों के १००-१०० c.c. मिलाओ, मिश्रण को थोड़ी देर रख छोड़ो, और ऊपर से साफ विलयन को निधार लो।

(२) १५ ग्राम चीनी में १५ ग्राम सिरका मिला कर ५० c.c. पानी में आधे घंटे उबालो। इस प्रकार विपर्यस्त शर्करा (invert sugar) बन गयी। इसे ठंडा कर लो और इसका आयतन पानी मिला कर ४२० c.c. लो।

दर्पण बनाने के लिये बिलकुल चौरस मेज लेनी चाहिये। काँच के प्रति वर्ग इंच के लिये १५ c.c. विलयन नं० १ लो और इसमें ७-१०%

चीनी का ऊपर तैयार किया गया विलयन मिलाओ। जल्दी से उलट पुलट कर या हिला कर दोनों विलयनों को अच्छी तरह मिला लो और शीघ्रता-पूर्वक सावधानी से काँच पर सब जगह बराबर छोड़ दो। अपचयन (या अवकरण) प्रतिक्रिया तत्क्षण आरम्भ हो जाती है। विलयन का रंग गुलाबी, फिर बैंगनी और अन्त में काला पड़ जाता है, और ७ मिनट में विलयन फिर पारदर्शक हो जाता है।

बस काँच पर चाँदी चढ़ गयी। इस पर फिर चपड़ा या कोपल की वार्निश चढ़ा दो। ऐसा करने से चाँदी की तह की रक्षा होगी, फिर ऊपर से लाल लैड (red lead) का पेंट कर दो।

फोटोग्राफी में चाँदी के लवणों का उपयोग

सन् १८२५ के लगभग नीप्से डि-सैंट विक्टर (Niepce de Saint Victor) ने फोटोग्राफी का पहली बार सिद्धान्त निकाला। उसने यह देखा कि बूडिया का शिलाजीत धूप में रख छोड़ने पर ऐसा परिवर्तित हो जाता है कि वह कार्बनिक विलायकों में फिर नहीं घुलता। प्रकाश द्वारा यह परिवर्तन हुआ।

वस्तुतः १८३८ में डैगुरे (Daguerre) ने प्रकाश द्वारा चित्र उतारने का पहला प्रयोग किया। उसने देखा कि यदि चाँदी का पालिश किया हुआ श्लेट लिया जाय और इस पर आयोडीन की वाष्प या इसका विलयन छोड़ा जाय तो रजत आयोडाइड उसी स्थान पर केवल बनेगा जहाँ रोशनी न पड़ रही हो।

आज कल जिलेटिन-सिल्वर ब्रोमाइड के जो कागज़ फोटोग्राफी में काम आते हैं उनका प्रयोग मेडोक्स (Maddox) ने १८७१ में पहली बार किया था। फोटोग्राफी में केमरा का प्रयोग फॉक्स टेलबो (Talbot) ने १८४१ में पहली बार किया।

फोटोग्राफिक प्लेट—काँच के श्लेटों पर जिलेटिन में आस्रसित (suspended) सिल्वर ब्रोमाइड (जिसमें थोड़ा सा सिल्वर आयोडाइड भी मिला होता है) का पर्त चढ़ा रहता है। सिल्वर हैलाइड के कारण कितने बड़े हैं, इस पर इन श्लेटों की आलोक-ग्राहकता निर्भर है। इन श्लेटों पर केमरा द्वारा जब रोशनी पड़ती है, तो प्रत्यक्ष तो कोई परिवर्तन नहीं मालूम होता, पर फिर भी श्लेट पर गुप्त चित्र (latent image) खिंच जाता है। जिन स्थलों पर रोशनी पड़ी है, वहाँ वह चित्र उभारा जा सकता है। गुप्त चित्र को

उभारने का नाम “डेवेलप” करना है। इस विधि में रजत लवण को अपचित करके चाँदी में परिणत कर लेते हैं। जिन रसों का प्रयोग इस काम के लिये होता है, उन्हें “डेवेलपर” कहते हैं।

सभी डेवेलपर प्रबल अपचायक रस हैं। अपचायकों में सब से मामूली तो फेरस ऑक्जैलेट है, पर जिनका उपयोग होता है उनमें से अधिकांश ऐमिनो-फीनोल हैं। सिलवर ब्रोमाइड पर उनकी प्रतिक्रिया इस प्रकार होती है—



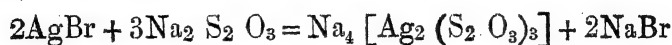
गुप्त चित्र में सूक्ष्म सा जो चाँदी का कण है वह इस प्रतिक्रिया में उत्प्रेरक का काम करता है।

डेवेलप करना—डेवेलप करने का काम “डार्करूम” अर्थात् अंधेरे कमरे में किया जाता है। यदि कुछ देखना हुआ तो लाल रोशनी का प्रयोग कर सकते हैं। दो डेवेलपरों के नुसखे यहाँ दिये जाते हैं—

(१) पायरोगैलोल डेवेलपर—५ औंस पानी में ३० ग्रेन सोडियम सल्फाइड, २० ग्रेन सोडियम कार्बोनेट, और १० ग्रेन पायरोगैलोल। तीनों दिये गये क्रम से ही मिलाने चाहिये।

(२) मीटोल-हाइड्रोक्विनोन डेवेलपर—मीटोल ७ ग्रेन; हाइड्रोक्विनोन ३० ग्रेन; सोडियम सल्फाइड के मणिम २२० ग्रेन; सोडियम कार्बोनेट ४०० ग्रेन; पानी १० औंस। १०% पोटेसियम ब्रोमाइड का विलयन २० बूँद।

चित्र पक्का करना (“फिक्स” करना)—उभारे हुये चित्र में बिम्ब चाँदी के कण और सिलवर ब्रोमाइड का बना होता है। इसमें से सिलवर-ब्रोमाइड को अलग करना है। चित्र पक्का करने के लिए किन्हीं भी ऐसे रसों का उपयोग किया जा सकता है जो सिलवर ब्रोमाइड को तो घोल लें पर चाँदी पर जिनका असर न हो। यह काम मुख्यतः हाइपो, सोडियम थायोसल्फेट, से ही लिया जाता है।



इस प्रकार सोडियम सिलवर थायोसल्फेट बन जाता है जो विलेय है। जब चित्र पक्का हो जाय तो प्लेट को अच्छी तरह धो डालना चाहिये, नहीं तो धीरे धीरे चाँदी के कणों पर भी हाइपो का प्रभाव पड़ने लगेगा। अब प्लेट को सुखा लेना चाहिये।

इस प्रकार यदि हाइड्रो की सहायता से सिलवर ब्रोमाइड दूर न किया जाय तो प्रकाश में लाने पर डेवेलप किया गया प्लेट फिर खराब हो जायगा।

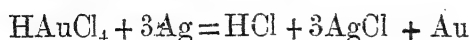
इस प्रकार फोटोग्राफी में नेगेटिव प्लेट बन गया। इसे नेगेटिव इसलिये कहते हैं कि इसमें काली चीज सफेद और सफेद चीज काली दिखायी पड़ती है।

चित्र को कागज़ पर उतारना—प्रिंटिंग—नेगेटिव प्लेट पर जो तस्वीर है उसकी दूसरी तस्वीर सिलवर ब्रोमाइड लगे खास कागज़ों पर उतारी जाती है। उलटी तस्वीर की फिर जो उलटी तस्वीर बनेगी वह वस्तुतः सीधी असली तस्वीर होगी। इसे पोजिटिव कहते हैं। तस्वीर छापने के कागज़ों में वेलॉक्स (Velox) मुख्य हैं। इन कागज़ों पर अंडे की सफेदी में मिला हुआ सिलवर क्लोराइड लगा होता है। ये कई जातियों के बिकते हैं। वेलॉक्स पेपर को अंधेरे कमरे में लाल रोशनी से १० फुट दूर ही रखना चाहिये।

अंधेरे कमरे में इस कागज़ को फ्रेम में लगा लेते हैं, और इसके एक ओर नेगेटिव रखते हैं। फिर नेगेटिव पर दो चार सैकंड रोशनी पड़ने देते हैं। यह रोशनी नेगेटिव में होकर के छापने के कागज़ पर पड़ती है, और वहाँ प्रतिक्रिया करती है।

इस कागज़ को प्लेट की ही भांति “डेवेलोप” और “फिक्स” कर लिया जाता है।

टोनिंग अथवा उत्कर्षण—कागज़ पर जो चित्र बनता है उसका रंग कुरूप लाल होता है जो देखने में अच्छा नहीं लगता। इसलिए इसके उत्कर्ष की आवश्यकता होती है। कागज़ को स्वर्ण-क्लोराइड (HAuCl_4) के विलयन में छोड़ते हैं। ऐसा करने पर जहाँ जहाँ चाँदी के कण थे, वहाँ वहाँ सोने के कण आ जाते हैं।



वस्तुतः चाँदी के कण नीचे दब जाते हैं, और ऊपर सोने के सूक्ष्म कणों का आवरण इन पर चढ़ जाता है।

बहुधा लोग फिक्स करते समय ही उत्कर्षण भी कर लेते हैं।

नेगेटिवों का संशोधन—कभी कभी नेगेटिव में बिम्ब उचित रूप से चटक

नहीं होता है। या इसके चांदी के कणों को और अधिक गहरा (intensify) करना पड़ता है, या हलका (reduce)।

गहरा करने के लिये प्रकर्षकों (intensifier) का उपयोग किया जाता है। लोटे को मरकयूरिक क्लोराइड में रखते हैं, और फिर अमोनिया का विलयन डालते हैं अथवा दुबारा डेवेलप करते हैं। ऐसा करने पर पारे के कण चित्र पर जम जाते हैं और चित्र चटक हो जाता है।

चित्र हलका करने के लिये अवकर्षकों (reducer) का उपयोग किया जाता है। ये चांदी के कुछ कणों को घोल लेते हैं। बहुधा पोटैसियम परमैंगनेट और पोटैसियम परसल्फेट के विलयनों का मिश्रण इस काम के लिये लिया जा सकता है अथवा पोटैसियम फेरिसायनाइड और हाइपो का विलयन।

सोना, स्वर्ण, गोल्ड, औरम, Au

स्वर्ण धातु साधारण परिचित धातुओं में सब से अधिक मूल्यवान है। संसार के समस्त सोने का २ प्रतिशत सोना प्रतिवर्ष भारत की खानों से निकलता है। सोने की दृष्टि से हमारे देश की गिनती आठवीं है। भारतवर्ष का अधिकांश सोना मैसूर की खानों से निकलता है। सन् १९३२ में यहाँ से ३२६,५७५ औंस सोना निकला जब कि समस्त भारतवर्ष की उपज ३६६,६८२ औंस थी। कोलर क्षेत्र में लगभग ५ खानें सोने की हैं।

थोड़ा सा सोना (६० औंस के लगभग) सिंहभूमि, बर्मा, अनन्तपुर, धारवार, नीलगिरि और अन्य स्थानों में भी होता है।

कोलर खानों से सोना संरस और सायनाइड विधियों से ही बड़ी आसानी से निकल आता है।

कोलर खानों से सोना—यहाँ खानों के ५ विभाग हैं—मैसूर, कैस्पियन रीफ, ऊरगाँव, नन्दीद्रुग और बालाघाट। यहाँ प्रतिवर्ष ६०,००० टन सोने से युक्त प्रस्तर खनिज की खुदाई की जाती है जिनसे २८,००० औंस सोना निकलता है। खनिज प्रस्तर क्वार्ट्ज के हैं जिनका रंग कहीं सफेद और कहीं नीलायमान धूसर है। इनमें कहीं कहीं तो प्रत्यक्ष सोना झलकता है।

इस प्रस्तर से सोना निम्न प्रकार निकालते हैं—

(१) अयस्क या खनिज को अच्छी तरह कूटते और फिर इसकी पिसाई करते हैं।

(२) फिर इसे हुए अयस्क में पारा मिला कर संरस बनाते हैं।

(३) अन्त में भभके में संरस का स्रवण कर पारा उड़ा देते हैं, और सोना बच जाता है ।

पिसाई के लिये मूसल चक्कियाँ (stamp mills) हैं । इनकी ओखली (mortar box) ५१" लम्बी, ११" चौड़ी और २३" गहरी होती है और प्रत्येक मूसल १२५० पौंड बोझ का होता है, और बिजली के मोटर के द्वारा प्रति मिनट ७½ इञ्च की ऊँचाई से गिरकर ६६ बार चोट करता है ।

इन ओखलियों के सामने ही १० फुट लम्बी, ५ फुट चौड़ी संरसीकरण की पट्टिकायें कुछ ढाल पर लगी होती हैं । यह पट्टिकायें ताँबे की होती हैं जिन पर पारे का संरस चढ़ा होता है । ताँबे में से यह पारा ही अयस्क के सोने से संयुक्त होकर संरस बनाता है । हर दो घंटे पर ताँबे की पट्टिकायों पर फिर पारा चढ़ाया जाता है । सोने और पारे का जो संरस बना उसे पृथक् कर लेते हैं, शेष बचा पारा पट्टिकाओं के नीचे सामने की ओर बने प्यालेनुमा कूपों में बहा लिया जाता है ।

सोना और पारे के संरस को भभकों में रखते हैं और फिर पारे को उड़ा कर दूर कर लेते हैं । पारे की ये भापें ठंडी करके फिर द्रव कर ली जाती हैं, और इस पारे का फिर संरसीकरण में उपयोग होता है । भभके में जो सोना बचा उसके “बार” बना लिये जाते हैं । इनका भार ११५० औन्स (३०-३५ सेर) तक होता है ।

इस संरस विधि से खान का ७०-८० प्रतिशत सोना निकल आता है । फिर भी २०-३० प्रतिशत पत्थर में मिला रह जाता है । इस बचे खुचे सोने से संयुक्त अयस्क को “टेलिंग” (tailing) या पुच्छल अयस्क कहते हैं । इस अयस्क को फिर महीन पीसा जाता है और फिर इसमें पारा मिला कर संरस बनाते हैं । इस प्रकार कुछ और (१०-१५%) सोना निकल आता है ।

कहीं कहीं के पुच्छल अयस्क में लोहा या लोह माग्निक भी मिला होता है । अतः चुम्बकीय विधि से इसे अलग कर देते हैं ।

अब शेष सोना निकालने के लिये कम्बल-सान्द्रीकरण (blanket concentration) विधि का प्रयोग किया जाता है । पिसे हुए पुच्छल अयस्क को ऊनी-सूती कम्बल की बनी कई परत की दरियों पर छोड़ते हैं । अयस्क के जिस भाग में सोना कम होता है वह तो ऊपर के परत पर रह जाता है, और जिस भाग में अधिक सोना होता है, वह भारी होने के कारण नीचे के परतों पर आ जाता है । इन नीचे के कम्बलों को झुलाई

के हौज़ों में ले जाते हैं, और इन पर चूना भुरक देते हैं। पानी में सोने का सान्द्र अयस्क चला आता है। अब इसमें पारा और कुछ पोटैसियम सायनाइड छोड़ते हैं। सायनाइड के संपर्क से सोने के कण साफ हो जाते हैं, और इन साफ कणों का पारे के साथ संरस आसानी से बनता है। पारे और सोने के संरस से सोना पूर्ववत् निकाल लिया जाता है। इस प्रकार १०-१५ प्रतिशत सोना और प्राप्त हो जाता है।

अब जो अन्तिम पुच्छल अयस्क में १०-१५ प्रतिशत सोना बचा उसे सायनाइड विधि से अलग करते हैं। अयस्क में पोटैसियम सायनाइड का विलयन मिलाते हैं। सोने का संकीर्ण विलेय यौगिक बन जाता है। इसे छानते हैं, और छाने हुये विलयन को जस्ते के सन्दूकों में भर कर रखते हैं। ऐसा करने पर सोने का अवक्षेप आ जाता है। इसे तपा कर शोध लेते हैं।

कुटा हुआ अयस्क

| मूसल चक्की में

पिसा अयस्क

| संरस विधि

सोने का संरस

| भभके से

सोना

७०-८०%

पुच्छल अयस्क

२०-३०% सोना

| चुम्बक द्वारा

लोहे रहित अयस्क

| कम्बल सान्द्रीकरण

सान्द्र पुच्छल अयस्क

अन्तिम पुच्छल अयस्क

| KCN

विलेय संकीर्ण स्वर्ण सायनाइड

| Zn

सोना

५१०%

| तपाकर

शुद्ध सोना

| पारा

• सोने का संरस

| भभके से

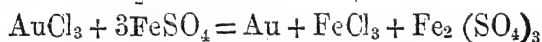
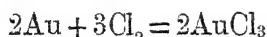
सोना

१५%

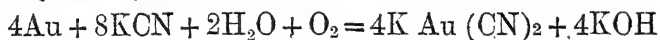
धातुकर्म की रासायनिक प्रतिक्रियायें—सोना अधिकतर तो खानों में मुक्त अवस्था में ही मिलता है, इसमें चाँदी, और कभी कभी लोहे, बिसमथ, ज़ैटिनम या पैलेडियम के भी सूक्ष्मांश मिले होते हैं। सोने का एक उल्लेखनीय अयस्क बिसमथ औराइट, Au_3Bi_4 (bismuth aurite) भी है, और एक कैलेवेराइट, AuTe_2 , (calaverite) हैं।

भारतवर्ष में कोलर क्षेत्र की खानों से जिस प्रकार सोना प्राप्त किया जाता है इसका उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। इसके प्राप्त करने की दो विशेष विधियाँ हैं—१. क्लोरीन-निष्कर्षण विधि, २. मैक आर्थर फोरस्ट की सायनाइड विधि।

क्लोरीन निष्कर्षण (extraction) विधि—अयस्क का पहले जारण करते हैं। ऐसा करने पर इसका गन्धक या संखिया अलग हो जाता है और अयस्क खनिज भी रन्ध्रमय हो जाता है। फिर इन्हें भूठे पैंदे के कुण्डों में रखते हैं, और पानी से तर कर देते हैं। नीचे से क्लोरीन गैस प्रविष्ट करके इससे संतृप्त कर देते हैं। क्लोरीन की प्रतिक्रिया से सोना स्वर्ण क्लोराइड में परिणत हो जाता है जो विलय है। एसवेस्टस द्वारा इसे छान लेते हैं। विलयन में फेरस सल्फेट मिलाने से स्वर्ण का अवक्षेप आ जाता है।

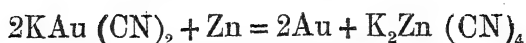


मैकआर्थर-फोरस्ट की सायनाइड (MacArthur and Forrest) विधि—हवा के ऑक्सीजन की विद्यमानता में सोना पोटैसियम सायनाइड के विलयन में घुल जाता है। क्रॉस्टिक पोटाश बनने के कारण विलयन क्षारीय हो जाता है—



इस काम के लिये सीमेंट, लकड़ी या लोहे की बड़ी बड़ी नार्दे (यां कुंड) बना लिये जाते हैं। इनके लकड़ी के पैंदे भूठे होते हैं जिनमें छेद होते हैं, और कैनवस की चटाइयाँ रक्खी होती हैं। चटाइयों पर अच्छी तरह धोया गया माज्जिक (पायराइटीज) अयस्क रक्खा जाता है। १२-२४ घंटे बराबर पोटैसियम सायनाइड का ०.३ प्रतिशत विलयन इस अयस्क में रिसता रहता है। सारा सोना इस सायनाइड विलयन में घुल जाता है।

विलयन में जस्ता के ताजे छीलन या जस्ता-सीसा युग्म डालते हैं। ऐसा करने पर सोने का अवक्षेप आ जाता है—



सोने का शोधन—इन विधियों से तैयार किये गये सोने में कुछ अंश एण्टीमनी, ताँबा, सीसा आदि धातुओं का होता है। इस अशुद्ध धातु को मूषा में सुहागा और शोरा के साथ मिला कर तपाते हैं। पिघली धातु की सतह पर जो मैल तैरने लगता है उसे काँछ कर अलग कर देते हैं।

अब भी सोने में शायद कुछ चाँदी बच रहे। इस पर गरम नाइट्रिक ऐसिड की प्रतिक्रिया करते हैं। ऐसा करने से चाँदी घुल जाती है, और सोना शुद्ध बच रहता है।

चाँदी-सोना मिले सिक्कों में से सोना और चाँदी अलग करनी हो तो १८५ घनत्व के सान्द्र गन्धक के तेजाब के साथ गरम करते हैं। गरम होने पर रजत सल्फेट बन कर चाँदी अम्ल में घुली रह जाती है और शुद्ध सोना अलग हो जाता है।

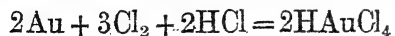
हमारे देश में सुनार आभूषणों के ताँबे या चाँदी से सोना निम्न प्रकार अलग करते हैं—आभूषणों में तौल से दुगुनी चाँदी मिला कर गलाते हैं। गले हुये ताँबे-चाँदी-सोने के मिश्रण को पानी में छोड़ देते हैं। धातु छोटे मोती के समान गोलियों में पृथक् हो जाती है। अब इन गोलियों को शोरे के तेजाब के साथ गरम करते हैं। चाँदी और ताँबा तो इस तेजाब में घुल जाते हैं पर सोना बचा रह जाता है, इसे छान लेते हैं। सोने को अब नौसादर के साथ गरम करते हैं, इस प्रकार यह शुद्ध रूप में निकल आता है।

शेष विलयन में से चाँदी निकालने के लिये इसमें ताम्रपत्र छोड़ते हैं चाँदी का अवक्षेप आ जाता है।

सोने के गुण—सुनहरी चमकती हुई इस धातु से सभी परिचित हैं। सोने के बहुत महीन पत्र बनाये जा सकते हैं जिनमें से हरी रोशनी बाहर निकलती है। ०.००००८ mm. पतले पत्र तक बनाये जा सके हैं। यह बड़ी ही मृदु धातु (यद्यपि सीसे से कठोर) है, और इसके तार भी बारीक खिंच सकते हैं। ३ इंच के घन सोने को पीटकर इतना पतला किया जा सकता है कि एक एकड़ जमीन ढक जाय। सोने का घनत्व १९.३ है और द्रवणांक १०६४°।

सोने पर वायु का कुछ भी प्रभाव नहीं पड़ता। आयोडिक ऐसिड और सेलेनिक ऐसिड को छोड़ कर किसी अम्ल की भी इससे प्रतिक्रिया नहीं होती, क्षारों का भी प्रभाव नहीं पड़ता।

सोने पर हैलोजनों की प्रतिक्रिया सफल होती है। इसी कारण अम्लराज में (नाइट्रिक और हाइड्रोक्लोरिक के सान्द्र ऐसिडों के गरम विलयन में) यह घुल जाता है और घुलने पर क्लोरऑरिक ऐसिड बनता है—



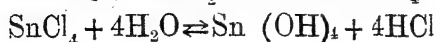
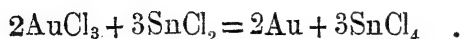
पोटैसियम सायनाइड के विलयन में सोना घुलता है, इसका उल्लेख पहले किया जा चुका है। सोडियम सल्फाइड और थायोसल्फेट में भी घुलता है।

कोलॉयडल सोना (श्लैष स्वरण)—यह या तो ब्रेडिग (Bredig) की विधि से तैयार किया जाता है। (अर्थात् पानी में सोने के विद्युत्‌द्वारों के बीच विद्युत्‌चाप बना कर), अथवा स्वरण क्लोराइड के विलयन के अपचयन से बनता है।

०.१ ग्राम स्वरण क्लोराइड को ३० c.c. खवित जल में घोलो। इसमें फिर ४०० c.c. उबलता हुआ खवित जल मिलाओ। अब इसमें ०.०५ अणु विलयन रोशील लवण का (Rochellesalt) बूंद बूंद करके २ c.c. के लगभग डालो। ऐसा करने पर सोने का श्लैष विलयन (या विलय) मिलेगा जिसका रंग पहले तो नीला होता है, पर कण ज्यों ज्यों बड़े होते जाते हैं, इसका रंग लाल होता जाता है।

स्वरण क्लोराइड के विलयन में फॉस्फोरस को ईथर में घोल कर मिलाने पर अथवा टैनिक ऐसिड के जलीय विलयन को मिलाने पर भी कोलॉयडल सोना (श्लैष स्वरण) प्राप्त होता है।

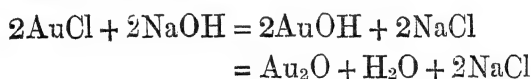
स्टैनिक क्लोराइड से युक्त स्टैनस क्लोराइड का विलयन यदि स्वरण क्लोराइड के विलयन में छोड़ा जाय तो श्लैष स्वरण तो प्राप्त होता ही है, इसके साथ साथ स्टैनिक क्लोराइड का विलयन भी उदविच्छेदित होकर श्लैष स्टैनिक ऐसिड देता है। दोनों श्लैषों (colloids) का यह मिश्रण सुन्दर नील-रक्त रंग का होता है। अतः इसे “पर्पिल आब् केसियस” (purple of Cassius—कैसियस का नील-रक्त) कहते हैं।



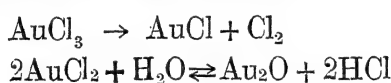
श्लैष स्टैनिक ऐसिड श्लैष सोने की रक्षा करता है।

परमाणुभार—ज्यू लाँ और पेटी के नियमानुसार हिसाब लगाने पर सोने का परमाणुभार २०० के निकट ठहरता है। इसका रासायनिक तुल्यांक भार निम्न विधियों द्वारा निकाला गया—(१) स्वर्ण क्लोराइड, AuCl_3 , की ज्ञात मात्रा से कितना रजत क्लोराइड, 3AgCl , बना यह जान कर; (२) विद्युत् रासायनिक विधि से; (३) पोटैसियम ब्रोम-आयरेट की ज्ञात मात्रा गरम करके कितना सोना मिला, इसका हिसाब लगाकर। इन विधियों से यह परमाणुभार १९७.२१ निकलता है।

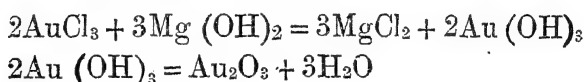
स्वर्ण ऑक्साइड— Au_2O और Au_2O_3 —सोने के दो ऑक्साइड ज्ञात हैं—औरस और औरिक। औरस क्लोराइड, AuCl , के विलयन में यदि ठंडे तापक्रम पर कास्टिक सोडा मिलाया जाय तो औरस हाइड्रॉक्साइड या औरस ऑक्साइड, Au_2O , मिलेगा—



यदि औरिक क्लोराइड के विलयन में सोडियम ऐसीटेट डाल कर उबाला जाय, तो औरिक क्लोराइड का विभाजन और उदविच्छेदन दोनों साथ साथ होते हैं, और औरस ऑक्साइड बन जाता है—

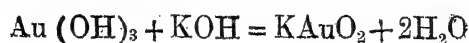


यदि औरिक क्लोराइड के विलयन को मेगनीशिया के आधिक्य के साथ गरम किया जाय तो औरिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Au}(\text{OH})_3$, का अवक्षेप आवेगा जिसे सावधानी से गरम करने पर औरिक ऑक्साइड मिलेगा।



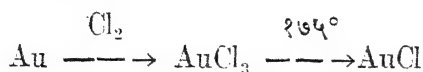
यदि औरिक हाइड्रॉक्साइड को एल्कोहलिक पोटैश के साथ गरम किया जाय तो यह सोना देगा।

औरिक हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप कास्टिक पोटैश के विलयन में घुल जाता है, विलयन का शून्य में मणिभीकरण करने पर पोटैसियम आयरेट, KAuO_2 , के मणिभ बनते हैं—



सोने के दोनों ऑक्साइड अस्थायी हैं और गरम किये जाने पर सोना और ऑक्सीजन देते हैं।

स्वर्ण क्लोराइड, AuCl और AuCl_3 —सोना क्लोरीन के प्रवाह में गरम किये जाने पर औरिक क्लोराइड AuCl_3 देता है। और औरिक क्लोराइड को यदि 105° तक गरम किया जाय तो औरस क्लोराइड, AuCl , बन जाता है—



औरिक क्लोराइड (निर्जल)—सोने को क्लोरीन में गरम करने पर अधिकांश औरिक क्लोराइड बनता है। इसे थोड़े से पानी में घोल लेते हैं। अब इसे हल्का-सा गरम करते हैं। यदि इसमें औरस क्लोराइड मिला होगा, तो वह गरम होने पर विभाजित हो जायगा और सोना देगा। इस अवक्षेप को छान कर अलग कर देते हैं। फिर विलयन को सुखा देते हैं। इसे 150° तक गरम करने पर निर्जल औरिक क्लोराइड मिलता है। यह ईथर में विलेय है।

सोने को यदि अम्लराज में घोला जाय तो औरिक क्लोराइड बनता है पर इसे सुखाया जाय तो इसका कुछ अंश औरस क्लोराइड बन जायगा।

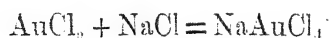


औरिक क्लोराइड का अणु अभ्रवीय है अतः आयनीकरण द्वारा स्वर्ण आयन नहीं देता। इसका न्यून द्रवणांक (280°), वाष्पशीलता, और मद्य या ईथर में विलेयता इसकी अभ्रवीयता की सूचक है।

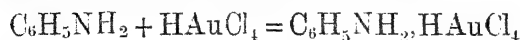
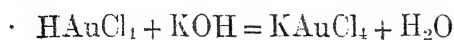
औरिक्लोराइड का विलयन हाइड्रोक्लोरिक एसिड की उपस्थिति में औरिक्लोरिक एसिड, HAuCl_4 , देता है। इसे क्लोरऔरिक एसिड भी कहते हैं।



इसी प्रकार सोडियम क्लोराइड के साथ सोडियम औरिक्लोराइड (या सोडियम क्लोर-औरेंट देगा—



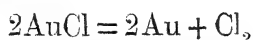
यह एसिड क्षारों के साथ युक्त होकर औरिक्लोराइड लवण देता है—



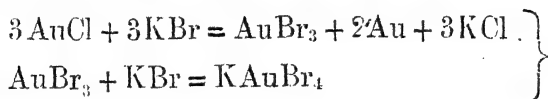
एनिलिन

एनिलिन औरिक्लोराइड

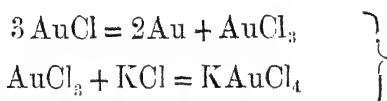
औरस क्लोराइड, AuCl —यह कहा जा चुका है कि औरिक क्लोराइड को 175° तक गरम करने पर औरस क्लोराइड बनता है। यह पीला चूर्ण है और पानी के साथ गरम करने पर शीघ्र ही सोने और क्लोरीन में विभाजित हो जाता है—



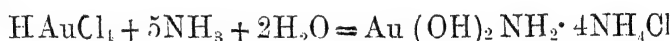
पोटैसियम ब्रोमाइड के साथ प्रतिक्रिया करने पर यह पोटैसियम औरिक-ब्रोमाइड और सोना एवं पोटैसियम औरिक्लोराइड देता है।



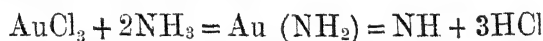
तथा



विस्फोटक स्वर्ण—(Fulminating gold)—क्लोरऔरिक ऐसिड अमोनिया के साथ एक विस्फोटक चूर्ण बनाता है जिसे विस्फोटक स्वर्ण कहते हैं—

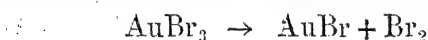


इस प्रतिक्रिया को इस भाँति भी लिखते हैं, जब कि यह अमोनिया और औरिक क्लोराइड के योग से बनता है।

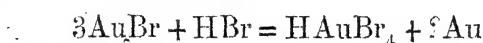


यह सेब के हरे रंग का चूर्ण है। इसका संगठन अनिश्चित है।

औरस ब्रोमाइड, AuBr —यह औरिक ब्रोमाइड या ब्रोमऔरिक ऐसिड को गरम करने पर बनता है,

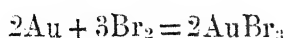


यह पानी में अविलेय है, हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड के संसर्ग से यह ब्रोम-औरिक ऐसिड और सोना देगा—



औरिक ब्रोमाइड, AuBr_3 —सोना और द्रव ब्रोमीन के योग से औरिक ब्रोमाइड मिलता है, औरिक क्लोराइड के समान यह भी ईथर में विलेय है। ईथर विलयन में से ईथर उड़ा देने पर निर्जल औरिक ब्रोमाइड रह जायगा—

प्रथम समूह के तत्त्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना ३३१



औरिक ब्रोमाइड को तपाया जाय तो यह पहले तो औरस ब्रोमाइड और फिर सोना देगा—



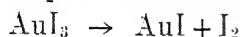
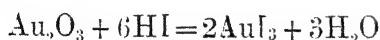
हाइड्रोब्रोमिक एसिड के योग से यह ब्रोम औरिक एसिड देता है जिसे औरिक ब्रोमिक एसिड भी कहते हैं—



इसी प्रकार पोटैसियम ब्रोमाइड के साथ यह पोटैसियम ब्रोम औरेट (या पोटैसियम औरिक-ब्रोमाइड) देता है ।

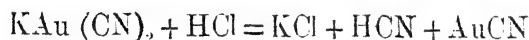


औरस आयोडाइड, AuI —स्वर्ण ऑक्साइड, Au_2O_3 को यदि हाइड्रोआयोडिक एसिड में घोला जाय तो पहले औरिक आयोडाइड बनता है, जो क्यूप्रिक आयोडाइड के समान विभाजित होकर आयोडीन और औरस आयोडाइड बनाता है—



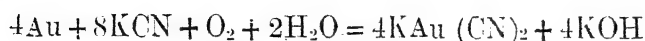
औरिक आयोडाइड अस्थायी है । सोने को आयोडीन के साथ तपाने पर भी औरस आयोडाइड ही बनता है ।

औरस सायनाइड, AuCN —सोने और पोटैसियम सायनाइड के योग से बने संकीर्ण यौगिकों का उल्लेख पीछे किया जा चुका है, यदि पोटैसियम औरोसायनाइड को हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ गरम किया जाय और विलयन को सुखाया जाय तो औरस सायनाइड मिल सकता है—



पोटैसियम औरोसायनाइड बनाने की दो विधियाँ उल्लेखनीय हैं—

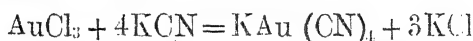
(क) सोने के चूर्ण को पोटैसियम सायनाइड और वायु के ऑक्सीजन के संपर्क में रखने पर यह बनता है—



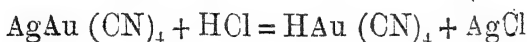
(ख) सोने को अम्लराज में घोला और फिर अमोनिया डालकर

विस्फोटक स्वर्ण अवक्षिप्त कर लो। इसे धोकर पोटैसियम सायनाइड के विलयन में धो लो और फिर मणिम जमा लो।

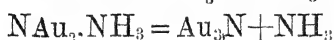
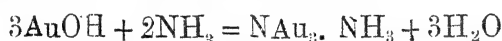
पोटैसियम औरिसायनाइड, $\text{KAu}(\text{CN})_2$ —औरिक क्लोराइड के गरम सान्द्र विलयन को यदि पोटैसियम सायनाइड के साथ मिलाया जाय, और फिर विलयन में से मणिम प्राप्त किये जायें, तो पोटैसियम औरिसायनाइड मिलेगा—



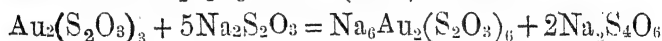
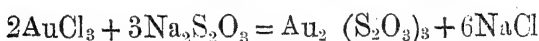
यह लवण रजत नाइट्रेट के साथ $\text{AgAu}(\text{CN})_2$ का अवक्षेप देता है। इसमें हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने से औरिसायनिक एसिड मिलेगा—



स्वर्ण नाइट्राइड, Au_3N —औरस हाइड्रॉक्साइड और अमोनिया के योग से सेस्कैण्डरामिन (NAu_3NH_3) नामक एक यौगिक मिलता है जिसे पानी के साथ उबालने पर स्वर्ण नाइट्राइड मिलेगा—

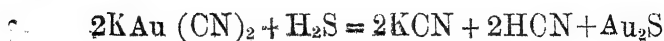


औरिथायोसलफेट, $\text{Na}_6\text{Au}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_6$ —औरिक क्लोराइड और हाइपो के विलयनों के साथ मिलने पर यह संकीर्ण यौगिक मिलता है (रजत क्लोराइड और हाइपो की प्रतिक्रिया के समान)—

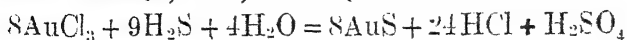


इस प्रतिक्रिया में हाइपो सोडियम चतुर्थायोनेट में उसी प्रकार परिणत हो जाता है जैसे कि हाइपो और आयोडीन की प्रतिक्रिया में। विलयन सुखाने पर $\text{Na}_6\text{Au}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ के मणिम प्राप्त होते हैं। उन्हें फोर्डस और गेलिस का लवण (Fordos and Gelis' salt) कहते हैं। यह संकीर्ण यौगिक फेरस सलफेट से अपचित नहीं होता।

स्वर्ण सलफाइड—यदि अम्लीकृत पोटैसियम औरिसायनाइड के विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित किया जाय तो औरस सलफाइड, Au_2S , बनेगा—



औरिक क्लोराइड के ठंडे विलयन में यदि हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करें तो औरिक सलफाइड, AuS , का अवक्षेप आवेगा—



यह उल्लेखनीय बात है कि इस प्रतिक्रिया में Au_2S_3 नहीं बनता।

पर यदि लीथियम औरिक्लोराइड को हाइड्रोजन सलफाइड से— 200° पर प्रतिकृत किया जाय तो Au_2S_3 भी बन सकता है।

यदि सोने को सोडियम सलफाइड और गन्धक के साथ गलाया जाय, और गले हुए पदार्थ को पानी में घोल कर साफ छने द्रव को सूख्य में उड़ाया जाय तो सोडियम औरोसलफाइड, $\text{NaAuS}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ के मणिम मिलेंगे।

सोने की पहिचान—सोने के लवण के विलयन में यदि स्टैनस क्लोराइड और स्टैनिक क्लोराइड के विलयनों का मिश्रण छोड़ा जाय तो रक्तनील रंग का अवक्षेप आवेगा जिसे कैसियस का रक्तनील कहते हैं। इस प्रयोग द्वारा सोने के अति सूक्ष्म अंशों की भी पहिचान की जा सकती है।

प्रश्न

- अयस्कों में से सोना कैसे निकाला जाता है? इस सम्बन्ध की रासायनिक प्रतिक्रियायें दो। यदि तुम्हें ताँबे सोने की एक मिश्रधातु दी हो तो इससे शुद्ध सोना कैसे पृथक् करोगे? (बम्बई, बी० ए०)
- ताँबे पर विभिन्न परिस्थितियों में हाइड्रोक्लोरिक, सलफ्यूरिक और नाइट्रिक एसिडों की क्या क्रियायें होती हैं? क्यूप्रस ऑक्साइड और क्यूप्रस क्लोराइड कैसे बनाओगे? (बम्बई, इंटर, बी० एस-सी०)
- आवर्त संविभाग में ताँबा और चाँदी एक ही समूह में हैं, ऐसा करने में क्या क्या दोष हैं? बताओ कि दोनों के यौगिक किन बातों में समान और किन में भिन्न हैं। (मद्रास, इंटर)
- अशुद्ध ताँबे का शोधन कैसे करते हैं? ताँबे के भौतिक और रासायनिक गुणों का उल्लेख करो। गरम सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड की ताँबे पर जो प्रतिक्रिया होती है उसका समीकरण लिखो। ताँबे से बनी कोई दो मिश्रधातुएँ बताओ, उनके क्या उपयोग हैं? (मद्रास, इंटर)
- सोडियम थायोसलफेट कैसे बनाते हैं? फोटोग्राफी में कौन से रजत लवणों का बहुधा उपयोग होता है? फोटो चित्र उतारने की रासायनिक प्रतिक्रियाओं का उल्लेख करो। (बम्बई, बी० ए०)
- ताँबे के मुख्य अयस्क बताओ। अयस्क से ताँबा पृथक् करने की किसी

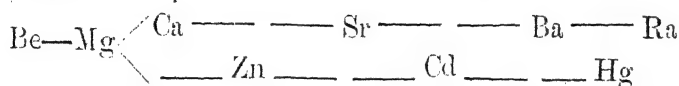
- एक विधि का उल्लेख करो। समीकरण भी दो। (कलकत्ता, इंटर)
७. क्यूप्रस और क्यूप्रिक, और फेरस और फेरिक लवणों की कैसी पहिचान की जाती है ? फेरस सल्फेट से फेरिक सल्फेट; और क्यूप्रस क्लोराइड से क्यूप्रिक क्लोराइड कैसे बनाओगे ? समीकरण दो। (कलकत्ता, इंटर)
८. सीसे में से चाँदी पृथक् करने की पैटिन्सन विधि किन सिद्धान्तों पर निर्भर है ? चाँदी के सिक्के से शुद्ध चाँदी कैसे निकालोगे ?
९. क्या होता है, जब (क) रजत नाइट्रेट का विलयन सोडियम थायो-सल्फेट के विलयन में छोड़ा जाता है; (ख) रजत नाइट्रेट का विलयन अमोनिया विलयन में छोड़ा जाता है; (ग) रजत नाइट्रेट का विलयन सोडियम हाइड्रोक्साइड विलयन में छोड़ा जाता है, (और) (घ) रजत नाइट्रेट का विलयन सोडियम फॉस्फेट में छोड़ा जाता है ?
१०. ताँबे के सल्फाइड से ताँबा कैसे निकालोगे ? ताँबे के निम्न यौगिक बनाने की विधि दो—(क) क्यूप्रस क्लोराइड, (ख) क्यूप्रस ऑक्साइड, (ग) क्यूप्रस क्लोराइड, (घ) क्यूप्रस आयोडाइड।
११. ताँबे और चाँदी को सोडियम के साथ प्रथम समूह में रखने के पक्ष में क्या क्या बातें हैं ? तीनों तत्वों के यौगिकों की तुलना करके अपनी युक्ति का समर्थन करो।
१२. सोने के यौगिक कैसे बनाओगे ? इसके यौगिकों की प्लैटिनम यौगिकों से तुलना करो।
१३. अयस्क से चाँदी पृथक् करने की मेक-आर्थर विधि का उल्लेख करो। (क) शुष्क रजत क्लोराइड को सोडियम कार्बोनेट के साथ गलायें, तो क्या होगा ? (ख) नम रजत क्लोराइड को कास्टिक सोडा विलयन और द्राक्षशर्करा (grape sugar) के साथ गरम करें तो क्या होगा ? (ग) नम रजत क्लोराइड को हलके सल्फ्यूरिक एसिड और शुद्ध यशद (जिंक) धातु के संपर्क में रखें तो क्या होगा ?
१४. ताम्र सल्फेट और सिल्वर नाइट्रेट के विलयनों में अगर अमोनिया विलयन डाला जाय तो क्या प्रतिक्रियाएँ होंगी ?
१५. श्लैष स्वर्ण (कोलॉयडल गोल्ड) कैसे तैयार करोगे ?
१६. तृतीये (क्यूप्रिक सल्फेट) के विलयन से क्यूप्रस सायनाइड, क्यूप्रसआयो-डाइड, और क्यूपामोनियम लवण कैसे बनाओगे ? पूरे समीकरण दो।

अध्याय ११

द्वितीय समूह के तत्त्व (१)

बेरीलियम-मेगनीशियम-कैल्सियम-स्ट्रोंशियम और बेरियम

द्वितीय समूह में सब मिलाकर नौ तत्त्व हैं। इनमें से चार तत्त्व कैल्सियम, स्ट्रोंशियम, बेरियम और रेडियम उपसमूह-क के अंग हैं, ३ तत्त्व जस्ता, कैडमियम और पारा उपसमूह-ख में हैं। आरम्भ में दो तत्त्व बेरीलियम और मेगनीशियम के हैं जो न तो क-उपसमूह के हैं, और न ख-उपसमूह के हैं। वस्तुतः उपसमूहों की शाखा मेगनीशियम के बाद से आरम्भ होती है—



मेगनीशियम का सम्बन्ध कैल्सियम, जस्ता और बेरीलियम तीनों से है। पहले समूह में भी ऐसी ही बात थी। वहाँ शाखा का आरम्भ लीथियम और सोडियम के बाद से था। जैसे पोटैशियम, रुबीडियम और सीज़ियम हैं, उसी प्रकार कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम हैं, और जिस प्रकार ताँबा, चाँदी और सोना है, उसी प्रकार जस्ता, कैडमियम और पारा है।

पहले समूह के तत्त्वों में विद्युत् धनात्मक प्रवृत्ति बहुत ही प्रबल है, दूसरे समूह के तत्त्वों में यह धनात्मकता सापेक्षतः बहुत कम हो जाती है, कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम के हाइड्रॉक्साइड बहुत कम क्षारीय हैं। पर जैसे सीज़ियम हाइड्रॉक्साइड अन्य प्रथम समूह के हाइड्रॉक्साइडों में सबसे अधिक क्षारीय है, उसी प्रकार बेरियम हाइड्रॉक्साइड भी कैल्सियम और स्ट्रोंशियम हाइड्रॉक्साइड की अपेक्षा अधिक क्षारीय है।

प्रथम और दूसरे समूह के तत्त्वों की तुलना—(१) जैसे सोडियम और पोटैशियम के लवण प्रकृति में अधिक पाये जाते हैं, वैसे ही मेगनीशियम और कैल्सियम के लवण भी प्रकृति में अधिक मिलते हैं, विशेषतया कार्बोनेट, सल्फेट, फॉस्फेट और सिलिकेट।

(२) लवणों से जिस प्रकार विद्युद्विच्छेदन द्वारा सोडियम, पोटैशियम आदि धातुयें प्राप्त की गयी हैं, उसी प्रकार विद्युद्विच्छेदन द्वारा मेगनीशियम, कैल्सियम, आदि धातुयें लवणों से प्राप्त की जाती हैं।

(३) जैसे सोडियम, पोटैसियम आदि धातुयें पानी और ऑक्सीजन से शीघ्र प्रतिकृत होकर हाइड्रॉक्साइड या ऑक्साइड देती हैं, उसी प्रकार मैगनीशियम, कैल्सियम आदि धातुयें भी देती हैं।

(४) सोडियम समूह के तत्त्वों के समान कैल्सियम समूह के तत्त्व भी हलके और मृदु होते हैं, उनकी आभा भी समान होती है।

(५) जिस प्रकार विद्युत् धनात्मकता, पहले समूह में लीथियम से लेकर सीज़ियम तक क्रमशः बढ़ती जाती है, उसी तरह दूसरे समूह में यह बेरिलियम से रेडियम तक बढ़ती जाती है।

(६) दोनों समूहों के तत्त्वों के क्लोराइड, नाइट्रेट, ऐसीटेट और सायनाइड लगभग एक से ही हैं।

(७) दोनों समूहों के तत्त्वों के लवणों की पहिचान ज्वाला के रंगों को देख कर की जा सकती है।

दोनों समूहों में भिन्नतायें—

निम्न बातों में प्रथम समूह के तत्त्व दूसरे समूह के तत्त्वों से भिन्न प्रतीत होते हैं :—

(१) दूसरे समूह के तत्त्वों के ऑक्साइडों का स्नेह पानी के प्रति पहले समूह के तत्त्वों के ऑक्साइडों की अपेक्षा बहुत कम है। वे सापेक्षतः पानी में कम घुलते हैं। पहले समूह के ऑक्साइड कम स्थायी और हाइड्रॉक्साइड अधिक स्थायी हैं पर दूसरे समूह के तत्त्वों के ऑक्साइड अधिक स्थायी हैं और हाइड्रॉक्साइड कम मात्रा में ही, केवल विलयन में, बनते हैं।

(२) दोनों समूह के ऑक्साइड और हाइड्रॉक्साइड कार्बन द्वि-ऑक्साइड का शोषण करके कार्बोनेट और बाइकार्बोनेट बनाते हैं, पर पहले समूह में बाइकार्बोनेट पानी में कम विलेय और कार्बोनेट अधिक विलेय हैं, पर दूसरे समूह के तत्त्वों के कार्बोनेट लगभग अविलेय और बाइकार्बोनेट अच्छी तरह विलेय हैं। इसलिये कैल्सियम कार्बोनेट का अवक्षेप अधिक कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित करने पर फिर घुल जाता है।

(३) पहले समूह के तत्त्वों के सल्फेट और फॉस्फेट विलेय हैं, पर दूसरे समूह के तत्त्वों के सल्फेट और फॉस्फेट लगभग कम ही विलेय हैं। यही अवस्था ऑक्ज़ोलेट की भी है। स्ट्रॉंशियम सल्फेट और बेरियम सल्फेट तो हमारे परिचित अविलेय पदार्थ हैं जो अम्लों में भी नहीं घुलते।

यह हम पूर्व के अध्याय में कह चुके हैं कि पहले समूह का तत्त्व लीथियम दूसरे समूह के तत्त्व मैगनीशियम से कई बातों में मिलता जुलता

है। इसी प्रकार दूसरे समूह का पहला तत्त्व बेरीलियम तीसरे समूह के दूसरे तत्त्व ऐल्यूमीनियम से बहुत कुछ मिलता जुलता है।

धातुओं के भौतिक गुण—

नीचे की सारणी में हम दूसरे समूह के क-उपसमूह के तत्त्वों के भौतिक गुण देते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	आपेक्षिक ताप
४	बेरीलियम	Be	९.१	१.८४	१२८०°	१५००°	०.६२ तक
१२	मेगनीशियम	Mg	२४.३२	१.७४	६५१°	१३८०°	०.२४६
२०	कैल्सियम	Ca	४०.७०	१.५५	८१०°	१४३०°	०.१४६
३८	स्ट्रोंशियम	Sr	८७.६३	२.५४	७७१°	१६३२°	—
५६	बेरियम	Ba	१३७.३७	२.६	७०४°	१५३७°	०.०६८
८८	रेडियम	Ra	२२६.०	५ के लगभग	६६०°	७१४०°	—

इन अंकों के देखने से यह स्पष्ट हो जायगा कि जैसे जैसे परमाणु भार बढ़ता जाता है, घनत्व क्रमशः कैल्सियम तक तो कम होता जाता है, पर फिर आगे रेडियम तक बढ़ता जाता है। द्रवणांक एक बार घटता, फिर बढ़ता, इसी प्रकार घटता बढ़ता रहता है। कथनांक में कोई स्पष्ट नियम नहीं है। आपेक्षिक ताप परमाणु-संख्या की वृद्धि के साथ बराबर घटता जाता है। लगभग इसी तरह की बातें हमें पहले समूह के तत्त्वों में भी मिली थीं।

बेरीलियम धातु प्रकृति में सापेक्षतः कम मिलती है। हवा में यह धातु मेगनीशियम की अपेक्षा अधिक स्थायी है, यह पानी में भी शीघ्र प्रभावित नहीं होती। मेगनीशियम पानी को ऊँचे तापक्रम पर विभाजित कर देता है। कैल्सियम धातु में चाँदी की सी आभा होती है। यह घनवर्धनीय है। यह पानी के साथ धीरे धीरे प्रतिक्रिया करता है। स्ट्रोंशियम चाँदी की तरह मणिभीय श्वेत कठोर (सीसे के समान) धातु है। इस पर कैल्सियम की अपेक्षा पानी और वायु का शीघ्र प्रभाव पड़ता है। बेरियम और भी अधिक कठोर है, पर अन्य तत्त्वों की अपेक्षा अधिक क्रियाशील है। यह पानी का बड़ी आसानी से विभाजन करता है, और हवा में खुला रख छोड़ने पर जल उठता है।

कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम की पारस्परिक समानतायें नीचे सारणी में दी जाती हैं।

	कैल्सियम	स्ट्रॉशियम	बेरियम
१. कठोरता	मृदु	अधिक कठोर सीसे का सा	सीसे से भी कठोर
२. हवा में	धीरे धीरे ऑक्सा- इड देता है	अधिक शीघ्रता से क्रिया होती है	हवा में जल उठता है।
३. पानी से	धीरे धीरे हाइड्रो- जन देता है	अधिक शीघ्रता से	बहुत शीघ्र पानी को विभाजित करता है।
४. विद्युत् धना- त्मकता	अच्छी है	और अधिक है	सब से अधिक है।
५. क्लोराइड	अच्छा जलग्राही है, कई हाइड्रेट देता है	षष्ठ हाइड्रेट देता है	जलग्राही नहीं, द्विहाइड्रेट देता है।
६. हाइड्राइड (संरस और हाइड्रोजन से)	पारदर्शक है	श्वेत है	धूसर रंग का है।
७. सल्फाइड	अंधेरे में दमकता है (स्फुरक है)	स्फुरक है	स्फुरक है।
८. सल्फेट	पानी में भली प्रकार विलेय	अविलेय है	अविलेय है।
९. क्रोमेट	ऐसीटिक एसिड में विलेय	ऐसीटिक एसिड में विलेय	ऐसीटिक एसिड में अविलेय।
१०. कार्बोनेट	पानी में अविलेय है। गरम करने पर विभाजित होता है	इसी तरह के	इसी तरह के।
११. नाइट्रोजन से	नाइट्राइड देता है	नाइट्राइड देता है	नाइट्राइड देता है।
१२. कार्बाइड (विद्युत् भट्टी में कोयले और ऑक्साइड से)	कार्बाइड देता है	कार्बाइड देता है	कार्बाइड देता है।
१३. खनिज	CaCO_3 चूने का पत्थर, CaSO_4 जिप्सम	SrCO_3 स्ट्रॉशि- येनाइट, SrSO_4 सिलेस्टाइन	BaCO_3 विदेरा- इट, BaSO_4 हेवीस्पर

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—नीचे हम बेरीलियम से लेकर रेडियम तक के तत्त्वों का ऋणाणु-उपक्रम देते हैं—

Be—बेरीलियम	(४)— $1s^2. 2s^2$
Mg—मेगनीशियम	(१२)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2$
Ca—कैल्सियम	(२०)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 4s^2$
Sr—स्ट्रोंशियम	(३८)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}.$ $4s^2. 4p^6. 5s^2$
Ba—बेरियम	(५६)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}.$ $4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 5s^2. 5p^6. 6s^2$
Ra—रेडियम	(८८)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}.$ $4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^6.$ $5d^{10}. 6s^2. 6p^6. 7s^2$

इस समूह के तत्त्वों के परमाणुओं के ऋणाणु-उपक्रम की विशेषता यह है कि इसकी बाह्यतम कक्ष पर s^2 अवस्था है और इसके ठीक पूर्व वाले कक्षा के ऋणाणु $s^2 p^6$ स्थिति के हैं। पहले समूह के तत्त्वों से ये तत्त्व इसी बात में भिन्न हैं, कि इनके बाह्यतम कक्ष में एक ऋणाणु और है। s^2 बाह्यतम स्थिति के कारण ही इन तत्त्वों की संयोज्यता २ है। इनके आयन द्विसंयोज्य घनात्मक हैं।

ख—उपसमूह के तत्त्व जस्ता आदि कैल्सियम, स्ट्रोंशियम से भिन्न हैं जैसा कि निम्न ऋणाणु उपक्रम से स्पष्ट है—

Zn—जस्ता (३०)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2$

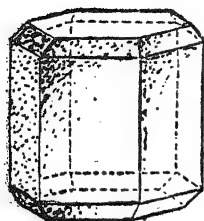
यद्यपि इनके बाह्यतम कक्ष में s^2 है, तथापि बाह्यतम कक्ष से ठीक पहले के कक्ष में स्थिति $s^2 p^6 d^{10}$ की है, न कि $s^2 p^6$ की। बाह्यतम कक्ष में s^2 होने के कारण जस्ते को भी संयोज्यता २ है।

बेरीलियम, Be

[Beryllium]

सन १७६८ में वौकेलिन (Vauquelin) ने बेरील नामक खनिज में से जिससे लोहा चिरपरिचिा थे, बेरीलियम तत्त्व का अन्वेषण किया। यह बेरील शब्द जर्मन “ब्रिल्ले” से निकला है जिसका अर्थ चश्मा है। बात यह है कि पालिश किये गये पारदर्शक बेरील से नीरो ने एक चश्मा बनवाया

था। हाय (Haüy) नामक एक खनिजविद् ने वौकैलिन से मरकतमणि और बेरील दोनों के रासायनिक गुणों की परीक्षा करने को कहा, क्योंकि दोनों के भौतिक गुण बहुधा समान थे। वौकैलिन ने देखा कि दोनों में ही ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड के समान ऑक्साइड है, पर बेरील से बना ऑक्साइड कास्टिक पोटाश में नहीं घुलता। उसने यह भी देखा कि इस नये ऑक्साइड के लवणों में कुछ मिठास होता है। इसका हाइड्रॉक्साइड



चित्र ६२—बेरील मणिम अमोनियम कार्बोनेट में विलेय है। इसका सल्फेट मणिम तो देता है, पर ये मणिम पोटैशियम सल्फेट के साथ फिटकरी नहीं देते। ऐल्यूमीनियम और बेरीलियम में यह अन्तर स्पष्ट है। इसके लवण मीठे होने के कारण बेरीलियम का नाम पहले ग्लूसिनम (Glucinum) भी था। फ्रान्स में यह नाम और इसका संकेत Gl अब भी चलता है, पर इंग्लैंड, जर्मनी, अमरीका आदि देशों में इस नाम का प्रयोग अब नहीं होता।

बेरीलियम का सबसे प्रसिद्ध अयस्क या खनिज बेरील (beryl) है, जो बेरीलियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट, $(3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2)$ है। इसमें १४ प्रतिशत के लगभग बेरीलियम ऑक्साइड होता है। यह यूनाइटेड स्टेट्स, कनाडा, रूस, जर्मनी आदि अनेक देशों में पाया जाता है। बिहार और उड़ीसा, नेलोर (मद्रास), और राजपूताने के अजमेर-मार वाड़ की अभ्रक वाले शिलास्तर—पेग्मेटाइट—में यह पाया जाता है। हमारे देश से यह जर्मनी और अमरीका भेजा जाता है। यहाँ के बेरील में यह १२-१३% बेरीलियम ऑक्साइड है। इसकी एक जाति मणि भी है जो एक्वामेरीन (aquamarine) कहलाती है। सन् १६३७ में साधारण बेरील २६६ टन निकाला गया और मणि जाति का ११० तोला।

बेरीलियम के दूसरे खनिज ये हैं—क्राइसोबेरी, $(\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3)$ (इसमें ७% बेरीलियम है); फिनेकाइट, $2\text{BeO} \cdot \text{SiO}_2$ (१६.२% बेरीलियम); ब्रोमेलाइट, BeO (३६% बेरीलियम); और बर्ट्रेंडाइट, $4\text{BeO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (इसमें १५.२% बेरीलियम है)।

बेरीलियम मणि—बेरीलियम मणियों में बेरीलियम ऑक्साइड होता है। कुछ अन्य धातुओं के लवण भी इनमें होते हैं जिनके कारण इनका रंग बहुत सुन्दर लगता है—

मरकत (emerald)—इसका हरा रंग क्रोमियम ऑक्साइड के कारण है।

एक्वामेरीन—इसका नील मिश्रित हरा या हरितनील रंग लोहे के कारण है।

स्वर्ण बेरील—इसका सुनहरा रंग लोहे के कारण है।

सीज़ियम बेरील—गुलाबी, नीला या रंगरहित सीज़ियम के कारण है।

धातु निष्कर्षण—(१) सीमन्स कंपनी की विधि इस प्रकार है—बेरील खनिज में सोडियम सिलिकोफ्लोराइड, Na_2SiF_6 , (सोडियम बेरीलियम फ्लोराइड) बन जाता है। यह पानी में विलेय है। इस विलयन में, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ छोड़ते हैं। ऐसा करने पर BeF_2 और $\text{Be}(\text{OH})_2$ दोनों के अवक्षेप आते हैं। इस अवक्षेप पर यदि HF की प्रतिक्रिया की जाय, तो BeF_2 विलयन में चला जाता है। इसे सुखा लेने पर यह बेरीलियम ऑक्सिफ्लोराइड में परिणत हो जाता है। इससे फिर धातु तैयार करते हैं।

(२) पार्सन विधि—बेरील खनिज को कास्टिक पोटाश के साथ गलाते हैं, और फिर सल्फ्यूरिक एसिड में घोल कर विलयन को उड़ा कर सुखा लेते हैं। बेरील धातु विलयन में चली जाती है। फिर इसमें सोडियम बाइकार्बोनेट का सान्द्र विलयन डालते हैं। ऐसा करने से ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है। इसे छान कर अलग कर लेते हैं। फिर इस विलयन में पानी मिलाते हैं। विलयन हलका होने और गरम किये जाने पर बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आ जाता है।

(३) बेरील को कास्टिक सोडा के साथ गलाते हैं, और गले पदार्थ को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलते हैं। एक बार फिर अमोनियम हाइड्रॉक्साइड से अवक्षिप्त करके फिर हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल लेते हैं। इस विलयन को यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस से संतृप्त किया जाय, तो ऐल्यूमीनियम तो $\text{AlCl}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ बनकर अवक्षिप्त हो जायगा। छान कर फिर विलयन में अमोनियम कार्बोनेट डालने पर बेरीलियम ऑक्साइड का अवक्षेप आ जायगा।

[बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड से बहुत मिलता जुलता है। तीसरे लोह समूह में लोह, क्रोमियम और ऐल्यूमीनियम के साथ इसका भी अवक्षेप आया करता है। $\text{Be}(\text{OH})_2$ और $\text{Al}(\text{OH})_3$ दोनों के अवक्षेप कास्टिक सोडा के सान्द्र विलयन में विलेय हैं। पर यदि विलयन को उबाला जाय तो $\text{Be}(\text{OH})_2$ का तो अवक्षेप आ जायगा, पर सोडियम ऐल्यूमिनेट विलयन में ही रह जायगा।]

धातुकर्म—वूह्लर (Wohler) ने सन् १८२८ में पहली बार शुद्ध बेरीलियम धातु प्राप्त की। निर्जल बेरीलियम क्लोराइड पर उसने पोटैसियम धातु का योग किया था—



वस्तुतः बेरीलियम धातु, में कुछ ऐसे गुण हैं जिसके कारण यह धातु बड़ी कठिनता से तैयार की जा सकी। इसका द्रवणांक बहुत ऊँचा है, लगभग 1300° । यह जब गरम किया जाता है, तो ऑक्सीजन के प्रति इसका स्नेह बहुत हो जाता है। इसके हैलोजन लवण विद्युत् धारा के अच्छे चालक नहीं हैं, जिससे विद्युत् विच्छेदन आसानी से नहीं हो सकता।

जर्मन विधि—जैसा कहा जा चुका है, बेरील को Na_2SiF_6 के साथ तपाते हैं। अन्त में ऐसा करने पर 5BeF_2 , 2BeO बनता है जो बेरीलियम का ऑक्सिक्लोराइड है। इसमें बेरियम फ्लोराइड, BaF_2 , मिलाकर गलाया जाता है। बेरियम और बेरीलियम के फ्लोराइडों का यह मिश्रण विद्युत् धारा का अच्छा चालक है। 1350° पर विद्युत् विच्छेदन किया जाता है। ग्रेफाइट की मूषा एनोड का काम करती है। लोहे के कैथोड नलों पर जिनमें पानी बहता रहता है बेरीलियम धातु इकट्ठा होती है।

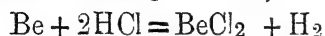
बेरीलियम धातु बनाने के व्यापारिक रहस्य अंग्रेजी और अमरीकन विधियों में गुप्त रखे जाते हैं।

धातु के गुण—इस धातु का रंग चाँदी सा श्वेत या इस्पात-सा धूसर है। यह इतनी कठोर है कि काँच को भी खुरच दे। यह भंजनशील भी है। पर कठोरता और भंजनशीलता शुद्धता के साथ साथ कम होती जाती हैं। ऐसी धारणा है कि अत्यन्त शुद्ध बेरीलियम मेगनीशियम के समान ही तन्य होगा। 1500° के ऊपर तापक्रमों पर धातु संभवतः वाष्पशील है। रक्त-तप्त होने पर इसके पत्र ढाले जा सकते हैं। रौज्जन रश्मियों के प्रति इसकी पारदर्शकता बहुत है क्योंकि इसकी परमाणु संख्या कम है।

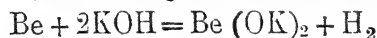
बेरीलियम के दो समस्थानिक ८ और ९ हैं।

साधारण तापक्रम पर बेरीलियम ऐल्यूमीनियम के समान है। इसके ऊपर ऑक्साइड की पतली-सी तह जमा रहती है जो इसकी रक्षा करती है। बेरीलियम अनेक धातुओं के साथ संकर या मिश्रधातु बनाता है। ताँबे, निकेल, लोहे आदि धातुओं पर विद्युत् विधि से इसका स्तर चढ़ाया जा सकता है।

बेरीलियम गन्धक से तो सीधे नहीं संयुक्त होता, पर क्लोरीन और ब्रोमीन से आसानी से संयुक्त हो जाता है, और आयोडीन के साथ धीरे-धीरे। यह हवा में जल कर BeO देता है। विद्युत् भट्टी में यह सिलिकन के साथ संयुक्त होकर अति कठोर पदार्थ बेरीलियम सिलिसाइड देता है। गरम किये जाने पर यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ क्लोराइड देता है। इस तेज़ाब के विलयन में भी यह जल्दी घुल जाता है, और हाइड्रोजन निकलता है—

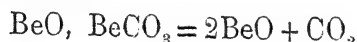


सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गन्धक द्विऑक्साइड निकलता है, और हलके के साथ हाइड्रोजन। दोनों अवस्थाओं में बेरीलियम सल्फेट बनता है। नाइट्रिक एसिड के साथ उबालने पर भी कोई विशेष प्रभाव नहीं पड़ता। इस पर अमोनिया का तो प्रभाव नहीं पड़ता पर कास्टिक पोटाश के विलयन में यह आसानी से घुल जाता है और हाइड्रोजन निकलता है—



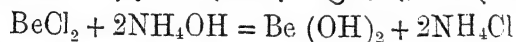
बेरीलियम के यौगिक—बेरीलियम की संयोज्यता केवल दो है। इसका एक परीक्साइड अवश्य बनता है। इसके यौगिक, ऐल्यूमीनियम के यौगिकों से अधिक मिलते जुलते हैं।

बेरीलियम ऑक्साइड, BeO —यह भास्मिक कार्बोनेट को गरम करने पर बनता है—



यह श्वेत अमणिभीय चूर्ण है। यह हवा से कार्बन द्विऑक्साइड और जल दोनों का शोषण करता है, अतः इसे बन्द बर्तनों में रखना चाहिये।

बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Be}(\text{OH})_2$ —बेरीलियम लवण के विलयन में अमोनिया छोड़ने पर इसका श्वेत लुआवदार अवक्षेप आता है—



यह अवक्षेप एसिडों में और सोडियम कार्बोनेट एवं कास्टिक क्षारों में विलेय है। कास्टिक सोडा में इसके विलयन को यदि उबाला जाय तो फिर हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आ जायगा।

बेरीलियम क्लोराइड, ब्रोमाइड और आयोडाइड— BeCl_2 , BeBr_2 , BeI_2 —बेरीलियम कार्बोनेट या हाइड्रॉक्साइड पर अम्लों की प्रतिक्रिया से ये बनते हैं। ये जल के साथ शीघ्र उद्विग्न हो जाते हैं। बेरीलियम आयोडाइड कार्बनिक यौगिकों के साथ भी प्रतिक्रिया देता है।

बेरीलियम क्लोराइड भी इसी प्रकार बनता है। बेरीलियम फ्लोराइड और क्लोराइड बहुत से लवणों के साथ द्विगुण लवण बनाते हैं।

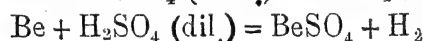
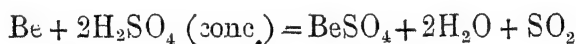
बेरीलियम ऑक्साइड और कार्बन के मिश्रण पर (अथवा गरम बेरीलियम कार्बाइड पर) क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर निर्जल बेरीलियम क्लोराइड बनता है।

बेरीलियम नाइट्रेट, $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ —यह बेरीलियम कार्बोनेट या हाइड्रॉक्साइड पर नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनता है। यह बड़ा जलप्राही है, और कठिनता से इसके मणिभ मिलते हैं। इसका एक भास्मिक लवण, $\text{BeNO}_3 \cdot \text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ भी मिलेय है।

बेरीलियम कार्बाइड, BeC_2 —यह बेरीलियम ऑक्साइड को कार्बन के साथ बिजली की भट्टी में तपाने पर बनता है। यह पानी या हलके अम्लों के योग से शुद्ध मेथेन (methane) देता है।

बेरीलियम कार्बोनेट, $\text{BeCO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ —बेरीलियम लवण के विलयन में सोडियम कार्बोनेट छोड़ने पर अनिश्चित रचना का भास्मिक कार्बोनेट अवक्षिप्त होता है। यदि इस पर कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित किया जाय, तो सामान्य कार्बोनेट बन जाता है, जो कठिनता से मणिभ देता है।

बेरीलियम सल्फेट, $\text{BeSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ($x=1, 2, 4, 6$)—बेरीलियम धातु और गन्धक के तेजाब के योग से जैसा ऊपर कहा जा चुका है, यह बनता है।



इसे 220° तक गरम करें तो निर्जल सल्फेट, और रक्ततप्त करें तो BeO बन जाता है। यह ताँबे, निकेल या लोहे के सल्फेटों के साथ मिश्रित मणिभ नहीं बनाता (मेगनीशियम से तुलना करो)।

बेरीलियम टारट्रेट—बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड और टारटेरिक एसिड के योग से यह बनता है। न केवल यह ऐसा करने पर अम्लीय हाइड्रोजन का विस्थापन करता है, बल्कि टारट्रेट मूल के हाइड्रोजन को भी विस्थापित करता है। सोडियम टारट्रेट के साथ द्विगुण लवण बनाता है। टारट्रेटों के आणविक घूर्णन (molecular rotation) को परिवर्तित कर देता है।

भास्मिक बेरीलियम ऐसीटेट—यह हैम ऐसीटिक ऐसिड और बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड (या कार्बोनेट) के योग से बनता है। यह कम विलेय है पर उद्विग्न हो कर धुल जाता है। यह पिघलने और उबलने पर भी नहीं विभाजित होता।

कार्बनिक यौगिक—बेरीलियम द्विएथिल या द्विप्रोपिल के समान कार्बनिक यौगिकों के साथ संयुक्त होकर यौगिक देता है।

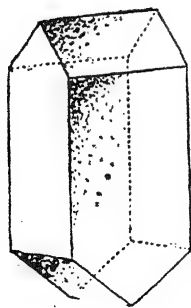
मेगनीशियम, Mg

[Magnesium]

मेगनीशियम के सल्फेट और कार्बोनेट यौगिकों से लोगों का परिचय पुराना है। मेगनीशिया शब्द भी पुराना है, पर यह अनिश्चित है, कि इस शब्द से किन यौगिकों का अभिप्राय था। ऐसी भी संभावना की जाती है, कि इन यौगिकों में से कइयों में मेगनीशियम तत्व न भी रहा हो। मेगनीशियम धातु तो सब से पहले १८०८ में डेवी (Davy) ने क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से तैयार की।

खनिज—इसके मुख्य खनिज निम्न हैं—(१) मेगनेसाइट, $MgCO_3$, (२) डोलोमाइट, $MgCO_3 + CaCO_3$, (३) कीजराइट, $MgSO_4 \cdot H_2O$, (४) एप्सोमाइट, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, (५) कार्नेलाइट, $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$, (६) एस्वेस्टस, $CaMg_3(SiO_3)_4$ । बहुत से स्रोतों के पानी में मेगनीशियम सल्फेट होता है। पत्तियों में जो हरा पदार्थ क्लोरोफिल है, उसमें भी मेगनीशियम होता है।

भारतवर्ष में भी मेगनेसाइट काफी पाया जाता है। सलेम प्रान्त की खड़िया मिट्टी की पहाड़ियों में बीच-बीच में मेगनेसाइट के खनिज के श्वेत स्नायु हैं। सन् १९३७ में सलेम से २३७८२ टन मेगनेसाइट निकाला गया (मूल्य १४०७०८ रुपया)। यहाँ का मेगनेसाइट खनिज लगभग ९६-९९ प्रतिशत शुद्ध है, और इसे काम में लाने के लिए एक मेगनेसाइट-सिंडिकेट भी बना था। मेगनेसाइट को उसी स्थल पर तपाया जाता है। एक तो, ८००° पर हलका निस्तापन करते हैं, और दूसरे, १७००° पर जोर से भस्मीकरण करते हैं (इस प्रकार



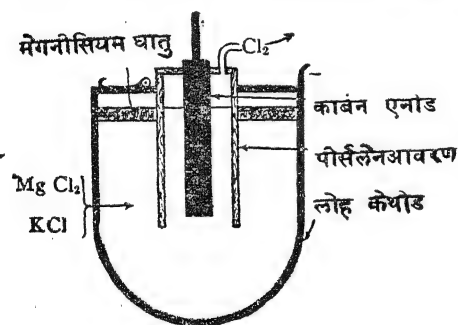
चित्र ६३—एप्सम लवण ९२-९३% शुद्धता का MgO प्राप्त होता है। •

धातुकर्म—१. बुसी विधि (Bussy's method)—यदि निर्जल मेगनीशियम क्लोराइड को पोटैसियम धातु के साथ गलाया जाय तो मेगनीशियम धातु मिलती है—



२. विद्युत् विच्छेदन विधि—यह कहा जा चुका है कि डेवी ने १८०८ में मेगनीशियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से मेगनीशियम धातु तैयार की। बुन्सन (Bunsen) ने मेगनीशियम क्लोराइड को "पोर्सिलेन की मूषा में गलाया। जेबदार सूराख वाले कार्बन का उपयोग कैथोड (ऋणद्वार) के लिये किया। इस द्वार पर जो धातु मुक्त हुई वह इन सूराखों में प्रविष्ट हो गयी, और इस प्रकार आग पकड़ने से बची रही।

आज कल मेगनीशियम धातु गले हुये कार्नेलाइट, $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$,



के विद्युत् विच्छेदन से बनती है। कृत्रिम विधि से बनाये गये मेगनीशियम क्लोराइड (मेगनीशियम कार्बोनेट या ऑक्साइड पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से) से भी यह बनायी जा सकती है। चाहे मेगनीशियम क्लोराइड का

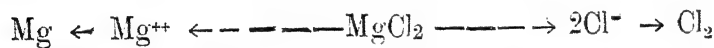
चित्र ६४—मेगनीशियम धातु अकेले विद्युत् विच्छेदन करना हो, चाहे इसमें पोटैसियम क्लोराइड मिला कर, दोनों अवस्था में ही इसे गलाने से पूर्व निर्जल कर लेना आवश्यक है। इसके मणिम ($\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) को साधारणतया गरम करने पर केवल ४ अणु पानी के निकल जाते हैं; शेष दो कठिनाई उपस्थित करते हैं क्योंकि निम्न विभाजन प्रतिक्रिया होने लगती है—



पर यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड के आधिक्य का प्रयोग किया जाय तो विभाजन रुक सकता है। वस्तुतः जलयुक्त मेगनीशियम क्लोराइड को 340° पर शुष्क हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस में गरम करके शुद्ध निर्जल (anhydrous) मेगनीशियम क्लोराइड (९६.८% शुद्धता का) प्राप्त कर लेते हैं।

आधुनिक विधि में विद्युत् विच्छेदन का कुण्ड या अवगाहन (bath) इस्पात का बना ६ फुट \times ३ फुट आकार का सन्दूक सा होता है। इसमें दुर्गन्ध पदार्थ (refractory material) का अस्तर लगा होता है। एक बार में ६-७ मन विद्युत् विच्छेद्य (KCl ५०%, $MgCl_2$ १५%, $NaCl$ ३५%) इसमें लिया जा सकता है। अवगाहन का सर्वोचित तापक्रम (optimum temperature) 600° है क्योंकि यह धातु के द्रवणांक से काफी ऊँचे पर है। धनद्वार (एनोड) कार्बन या ग्रेफाइट के लेते हैं, और इन पर सीसा चढ़ा होता है। एनोड की पोर्सिलेन की टोपी गले हुये विद्युत् विच्छेद्य में डूबी रहती है। एनोड का यह डूबा हुआ भाग पानी के प्रवाह से ठंढा रक्खा जाता है, जिससे इसके चारों ओर गला हुआ विद्युत् विच्छेद्य जम जाता है, और इस प्रकार एनोड क्लोराइड आदि लवणों के क्षारण (corrosion) से (यदि ये अवगाहन में डाल दिये गये हों) बचा रहता है। पोर्सिलेन की टोपियों में जो नल लगे होते हैं, उनमें विद्युत् विच्छेदन से बनी हुई क्लोरीन बाहर निकाल ली जाती है, और मैग्नीशियम क्लोराइड बनाने के काम आती है।

कैथोड लोहे या इस्पात के छड़ होते हैं। ये या तो विद्युत् विच्छेद्य में नीचे से ऊपर को होकर, या ऊपर से नीचे की ओर लटके रहते हैं। इन पर मैग्नीशियम बूँद बूँद हो कर इकट्ठा होता है, और फिर यह सब बूँदें मिल कर ऊपर उतरा आती हैं। कैथोड और एनोड के बीच में पोर्सिलेन की जो टोपियाँ हैं, वे क्लोरीन के आक्रमण से मैग्नीशियम को बचाये रखती हैं।

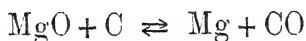


इस्पात का कैथोड [$KCl + NaCl$ कार्बन का एनोड
द्रावक] (एनोड पर पोर्सिलेन की टोपी)

(क्लोरीन गैस टोपी में लगे नलों से बाहर जाती है)।

इस विधि से ६६.६ प्रतिशत शुद्ध मैग्नीशियम मिलता है। इसे फिर निर्जल मैग्नीशियम क्लोराइड और सोडियम क्लोराइड के मिश्रण के साथ गला कर शुद्ध कर लेते हैं।

(३) ताप-अपचयन विधि--मैग्नीशियम को विद्युत् विच्छेदन की विधि से तैयार करने में बहुधा खर्च ज्यादा पड़ता है। मैग्नीशियम ऑक्साइड को कार्बन के साथ यदि ऊँचे तापक्रम पर गरम किया जाय तो निम्न प्रतिक्रिया होगी—



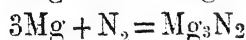
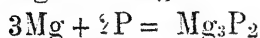
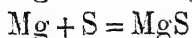
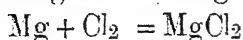
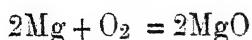
यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है। साधारणतया 1120° तापक्रम पर मेगनीशियम खवित होने लगता है, अतः यह मेगनीशियम ऑक्साइड से इस प्रकार अलग किया जा सकता है। पर प्रतिक्रिया के उत्क्रमणीय होने के कारण कार्बन एक्साइड फिर मेगनीशियम से प्रतिकृत होकर मेगनीशियम ऑक्साइड देने लगता है। यह उत्क्रमणता 1120° से 1250° तक के बीच में विशेष रूप से होती है। इस बाधा को दूर किया जा सकता है यदि तापक्रम 2000° से ऊँचा रखा जाय। इस तापक्रम पर उत्क्रमणता कम ही होती है। प्रतिक्रिया-गृह से बाहर निकलते ही द्रव हाइड्रोजन द्वारा दोनों की (Mg और CO की) वाष्पों को एक दम ठंडा कर दिया जाता है। तापक्रम गिर कर 200° हो जाता है। इस अवस्था में मेगनीशियम की वाष्प ठोस रूप धारण कर लेती है। इस प्रकार प्राप्त मेगनीशियम का एक बार फिर खवण कर लिया जाता है।

धातु के गुण—मेगनीशियम धातु का रंग चाँदी के समान सफेद होता है। यह 650° पर पिघलती है। यह काफी दृढ़ धातु है और इसके तार या फीते बनाये जा सकते हैं। हलकी होने के कारण इसका उपयोग हवाई जहाजों में हो सकता था, पर नमी का इस पर बहुत प्रभाव पड़ता है, यह इसका अवगुण है।

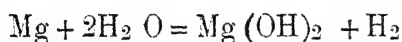
मेगनीशियम और ऐल्यूमीनियम की मिश्रधातु मेगनेलियम (magnalium) दृढ़ पर हलके होने के कारण बड़े काम की है।

यदि हवा शुष्क हो तो साधारण तापक्रम पर इसका धातु पर कोई असर नहीं होता, पर यदि गरम किया जाय, तो यह धातु बड़ी तेज चमक से हवा में जलने लगती है। सफेद रंग की रोशनी निकलती है। रात में इस रोशनी की सहायता से फोटो उतारी जा सकती है। इस काम के लिये मेगनीशियम धातु और पोटैशियम परमैंगनेट का महीन मिश्रण बड़े काम का है।

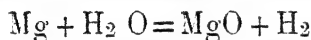
मेगनीशियम बड़ी आसानी से अधातु तत्वों के साथ, जैसे ऑक्सीजन, हैलोजन, गन्धक, फॉस्फोरस, नाइट्रोजन, और आर्सेनिक के साथ उग्रता के साथ प्रतिक्रिया करता है। क्लोरीन, आयोडीन, और ब्रोमीन एवं गन्धक की वाष्पों में यह तेज रोशनी के साथ जलता है।



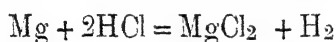
मेगनीशियम ठंडे पानी के साथ धीरे धीरे पर गरम पानी के साथ तेजी से प्रतिक्रिया करता है। इस प्रकार हाइड्रोजन देता है--



यदि भाप में गरम किया जाय तो यह जल उटता है--

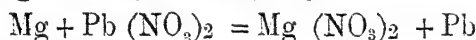


हलके अम्लों के साथ हाइड्रोजन देता है, और इसके लवण बनते हैं--

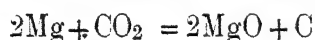


क्षारों का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता।

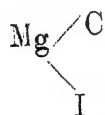
मेगनीशियम इतना प्रबल विद्युत् धनात्मक है कि लगभग सभी लवणों में से यह धातुओं को बाहर निकाल देता है--



यह प्रतिक्रिया में इतना उग्र है कि कार्बन डिऑक्साइड का ऑक्सीजन भी छीन लेता है। इस गैस में मेगनीशियम का तार जलता रहता है--



मेगनीशियम अनेक कार्बनिक यौगिकों के साथ भी संयुक्त होकर ग्रिगार्ड (Grignard) यौगिकों के समान पदार्थ देता है--

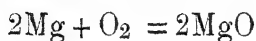


यह यौगिक एथिल आयोडाइड को ईथर में घोल कर मेगनीशियम फीते के टुकड़े डालने पर बनता है।

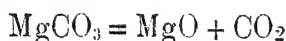
मेगनीशियम का परमाणु भार--ड्यूलोन और पेट्री के नियम के आधार पर इसका परमाणु भार २४ के लगभग होना चाहिये। इसका रासायनिक तुल्यांक १२.१५ है। मेगनीशियम क्लोराइड से सिल्वर

क्लोराइड बना कर जो सम्बन्ध निकला है, उससे भी इसकी पुष्टि होती है। अतः इसका परमाणुभार २४.३० है।

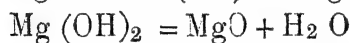
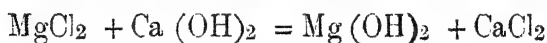
मेगनीशियम ऑक्साइड—मेगनीशियम उस्ता (usta), MgO — मेगनीशियम को हवा में जलाने पर यह बनता है—



मेगनीशियम कार्बोनेट को तपा कर भी इसे बना सकते हैं। यह इसके बनाने की व्यापारिक विधि है—



मेगनीशियम क्लोराइड के ऊपर बुके चुने की प्रतिक्रिया करने पर हाइड्रॉक्साइड बनता है, उसके निस्तापन से ऑक्साइड पा सकते हैं—

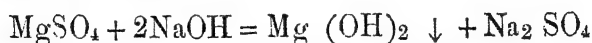


यह श्वेत चूर्ण है। विद्युत् भट्टी में गरम करने पर यह पारदर्शक मणिभ देता है जिनका द्रवणांक 2250° है। और गरम करने पर चुने के समान उड़नशील वाष्प देता है।

मेगनीशियम और फेरिक ऑक्साइड के मिश्रण, $MgO + Fe_2O_3$, को गलाने पर मेगनोफेराइट नामक एक पदार्थ मिलता है। MgO और यह मेगनोफेराइट दोनों ही दुर्द्रव्य (refractory) पदार्थ हैं, अतः भट्टियों के अस्तर के काम आते हैं।

मेगनीशियम के क्षारीय प्रभाव के कारण, इसका उपयोग दवाओं में अम्लता को कम करने में होता है।

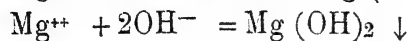
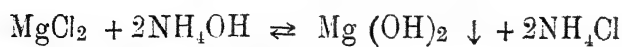
मेगनीशियम हाइड्रॉक्साइड, $Mg(OH)_2$ — मेगनीशियम लवण के विलयन में यदि कार्बिक सोडा का विलयन छोड़ा जाय तो हाइड्रॉक्साइड का सफेद अवक्षेप आवेगा—



यह पानी में काफ़ी कम घुलता है, इसका विलेयता गुणनफल $[Mg][OH]^2 = 1.2 \times 10^{-11}$ है।

यदि अकेला अमोनियम हाइड्रॉक्साइड मेगनीशियम लवण के विलयन में छोड़ा जाय तो भी हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आवेगा। पर यदि

अमोनियम क्लोराइड इस मिश्रण में मिला दें तो फिर अवक्षेप आना बन्द हो जायगा—प्रतिक्रिया की उत्क्रमणीयता निम्न प्रकार है—



अमोनियम क्लोराइड डालने पर अमोनिया के विलयन में से हाइड्रॉक्साइड आयन इतनी कम हो जाती हैं, कि फिर विलेयता गुणनफल का पार करना कठिन हो जाता है—

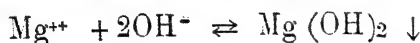
$$\frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = K ; [\text{OH}^-] = K \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+]}$$

[अतः NH_4^+ सान्द्रता बढ़ने पर OH^- की सान्द्रता कम हो जाती है]

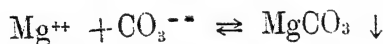
और इसलिये मेगनीशियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप नहीं आता।

मेगनीशियम आयन (Mg^{++}) की प्रतिक्रियायें—मेगनीशियम के प्रत्येक विलेय लवण में मेगनीशियम आयन होती हैं जिन पर दो इकाई धनात्मक आवेश होता है। सभी मेगनीशियम लवणों के विलयन निम्न रसों के साथ अवक्षेप देते हैं—

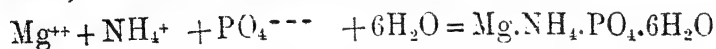
(१) अमोनियम हाइड्रॉक्साइड के साथ जो अवक्षेप आता है, वह किसी भी विलेय अमोनियम लवण के सान्द्र विलयन में विलेय है—



(२) अमोनियम कार्बोनेट के साथ भी मेगनीशियम लवण मेगनीशियम कार्बोनेट का अवक्षेप देते हैं, पर यह भी अमोनियम क्लोराइड में विलेय है।



(३) अमोनिया और अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति में सोडियम फॉस्फेट, Na_2HPO_4 , के साथ श्वेत अवक्षेप आता है—



यह मणिभीय श्वेत अवक्षेप पानी में, और उससे अधिक अमोनिया के विलयन में अविलेय है। अतः परीक्षण में इस प्रतिक्रिया का उपयोग किया जाता है।

मेगनीशियम परॉक्साइड, MgO_2 —यदि कॉस्टिक सोडा का

विलयन मेगनीशियम सल्फेट के विलयन में हाइड्रोजन परीक्साइड की उपस्थिति में छोड़ा जाय, तो एक अनिश्रित यौगिक जो संभवतः परीक्साइड है, बनता है। यह धीरे धीरे ऑक्सीजन दे डालता है।

मेगनीशियम फ्लोराइड, MgF_2 —मेगनीशियम और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के योग से यह बनता है। एसिड आधिक्य में लेकर दोनों के मिश्रण को उड़ा लेना चाहिये। फ्लोराइड सेलाइट खनिज में भी पाया जाता है।

मेगनीशियम क्लोराइड, $MgCl_2$ —यदि कार्नेलाइट (carnallite) खनिज को गला कर ठंडा किया जाय तो 106° पर इसमें से पोटैशियम क्लोराइड सब का सब मणिभ बन कर बैठ जाता है, पर मेगनीशियम क्लोराइड, $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ अब भी गली अवस्था में रहता है। कई बार क्रमपूर्वक गलाने पर शुद्ध मेगनीशियम क्लोराइड बच रहता है।

क्लोराइड के मणिभों, $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, को गरम किया जाय, तो जंसा पहले कहा जा चुका है, पानी के ४ अणु तो आसानी से दूर हो जाते हैं पर फिर और गरम करने पर निम्न प्रतिक्रिया होने लगती है—

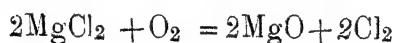


अतः इस विधि से निर्जल मेगनीशियम क्लोराइड नहीं बनाया जा सकता।

निर्जल क्लोराइड बनाने के लिये हम तीन विधियों का प्रयोग कर सकते हैं—(१) हाइड्रेट को शून्य में 105° तक गरम करके, (२) मेगनीशियम क्लोराइड और अमोनियम क्लोराइड के द्विगुण लवण, $MgCl_2 \cdot NH_4Cl \cdot 6H_2O$ को शुष्क करके अच्छी तरह तपा कर, और (३) इसके मणिभों को शुष्क हाइड्रोक्लोरिक एसिड के प्रवाह में गरम करके।

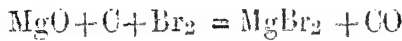
हाइड्रेट युक्त मेगनीशियम क्लोराइड के नीरंग जलग्राही मणिभ होते हैं, जिनका स्वाद कटु होता है। यह पानी में बहुत विलेय है। साधारण तापक्रम पर १०० ग्राम पानी में १३० ग्राम घुलता है, और 100° पर ३६६ ग्राम। एलकोहल के साथ निम्न प्रकार के यौगिक, $MgCl_2 \cdot 6C_2H_5OH$ देता है।

निर्जल लवण को ऑक्सीजन के प्रवाह में गरम किया जाय तो इसमें से कुछ का निम्न प्रकार विभाजन हो जाता है—



मैगनीशियम क्लोराइड का सान्द्र विलयन मैगनीशियम ऑक्साइड के साथ संयुक्त होकर ऑक्सिक्लोराइड बनाता है। दोनों के मिश्रण से ($MgCl_2$, $5MgO$, जल) इस प्रकार का सीमेंट के समान पदार्थ बनता है, जो थोड़ी देर में जम कर ठोस दृढ़ पदार्थ देता है।

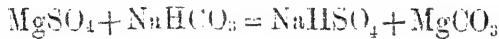
मैगनीशियम ब्रोमाइड, $MgBr_2 \cdot 6H_2O$ —यह समुद्र के पानी में पाया जाता है। मैगनीशियम को ब्रोमीन वाष्पों में जलाने पर यह बनता है। मैगनीशियम ऑक्साइड, हड्डी का कोयला और ब्रोमीन वाष्पों के योग से भी बनता है—



यह श्वेत मणिर्भाय पदार्थ है।

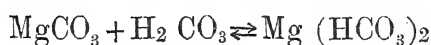
मैगनीशियम आयोडाइड, $MgI_2 \cdot 8H_2O$ —मैगनीशियम ऑक्साइड को हाइड्रोआयोडिक एसिड में घोलने पर यह बनता है। इसके मणिभ जलग्राही हैं। यह शीघ्र बिभाजित होकर आयोडीन देता है।

मैगनीशियम कार्बोनेट, $MgCO_3$ —यह प्रकृति में मैगनेसाइट के रूप में, अथवा कैल्सियम कार्बोनेट के साथ डोलोमाइट में पाया जाता है। यदि सोडियम बाइकार्बोनेट के विलयन को कार्बन द्विऑक्साइड से संतृप्त कर लिया जाय और फिर मैगनीशियम लवण के विलयन में छोड़ा जाय तो धीरे धीरे मैगनीशियम कार्बोनेट का अवक्षेप आवेगा—



पर यदि मैगनीशियम लवण के विलयन में सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ा जाय, तो हाइड्रो-युक्त भास्मिक कार्बोनेटों का अवक्षेप आवेगा। यदि यह अवक्षेपण ठंडे तापक्रम पर किया जाय तो बहुत सा हल्का अवक्षेप मिलेगा जिसका नाम मैगनीशिया एल्बा लेविस (*alba levis*) है। यदि उबलते विलयन में अवक्षेपण किया जाय तो भारी अवक्षेप आवेगा जिसे मैगनीशिया एल्बा पोंडरोसा (*magnesia alba ponderosa*) कहते हैं। इनके सूत्र क्रमशः $5MgCO_3 \cdot Mg(OH)_2 \cdot 3H_2O$ और $3MgCO_3 \cdot Mg(OH)_2 \cdot 4H_2O$ हैं।

मैगनीशियम कार्बोनेट पानी में अविलेय है पर कार्बन द्विऑक्साइड के प्रवाह में यह घुल जाता है। ऐसा होने पर मैगनीशियम बाइकार्बोनेट बनता है—

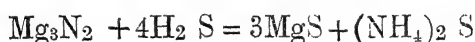


मेगनीशियम कार्बोनेट अमोनियम लवणों की विद्यमानता में भी घुल जाता है।

मेगनीशियम नाइट्राइड, Mg_3N_2 —जब मेगनीशियम धातु नाइट्रोजन के प्रवाह में गरम की जाती है, तो नाइट्राइड बनता है। $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$ । थोड़ी सी हवा में यदि मेगनीशियम चूर्ण गरम किया जाय (जैसे बन्द मूषा में), तो मेगनीशियम ऑक्साइड तो ऊपर की तह में होगा, और नीचे नाइट्राइड होगा। नाइट्राइड पीले रंग का चूर्ण है। यह पानी के साथ मेगनीशियम हाइड्रॉक्साइड और अमोनिया देता है—



यह नाइट्राइड हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ अमोनियम सल्फाइड और मेगनीशियम सल्फाइड का मिश्रण देता है।



मेगनीशियम नाइट्रेट, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —यह मेगनीशियम कार्बोनेट और नाइट्रिक एसिड के योग से बनता है। यह अत्यन्त विलेय और जलग्राही है। क्लोराइड के समान इसे भी केवल गरम करके निर्जल नहीं कर सकते।

मेगनीशियम सल्फाइड, MgS —मेगनीशियम को हाइड्रोजन सल्फाइड के प्रवाह में गन्धक के साथ गरम करके यह बनाया जा सकता है।

मेगनीशियम नाइट्राइड और हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से बनने की विधि का उल्लेख अभी ऊपर किया जा चुका है। यह बड़ा अस्थायी यौगिक है।

मेगनीशियम सल्फेट, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —सन् १७२६ में हौफमेन (Hoffmann) ने सब से पहले बताया कि यह एक प्रकार के खटिक-पार्थिव (calcareous earth) और सल्फ्यूरिक एसिड के योग से बनता है।

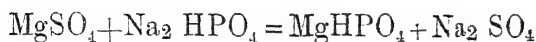
प्रकृति में सल्फेट कीज़ेराइट (Kieserite) $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, और एप्सोमाइट, (epsomite) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के रूप में पाया जाता है। बहुत से चश्मों के पानी में भी यह होता है। इसके सतहाइड्रेट को एप्सम लवण (Epsom salt) भी कहते हैं। यदि कीज़ेराइट खनिज को पानी के

संसर्ग में रक्खा जाय, तो यह धीरे धीरे एप्सम लवण में परिणत हो जाता है। डोलोमाइट (dolomite) और सल्फ्यूरिक एसिड के योग से भी मैग्नीशियम सल्फेट बना सकते हैं। (अविलेय कैल्सियम सल्फेट को निथार कर या छान कर अलग कर देते हैं।) साफ विलयन में से मणिभीकरण द्वारा मणिम प्राप्त कर लेते हैं।

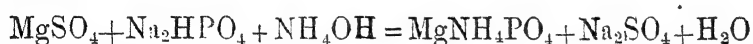
इसके मणिभों में कटु और तीक्ष्ण स्वाद होता है। ०° पर १०० ग्राम पानी में ये २५.७६ ग्राम विलेय हैं। गरम किये जाने पर इन मणिभों में से पानी के ६ अणु तो १००—१५०° के बीच में आसानी से पृथक् हो जाते हैं, पर अन्तिम सातवाँ अणु २००° से नीचे अलग नहीं होता।

मैग्नीशियम सल्फेट के विलयन का उपयोग दवाई में हलके रेशकों के रूप में किया जाता है।

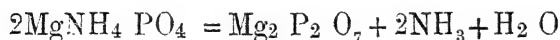
मैग्नीशियम फॉस्फेट, $Mg_3(PO_4)_2$ — मैग्नीशियम लवण के विलयन में सोडियम फॉस्फेट का विलयन डालने से मैग्नीशियम फॉस्फेट का श्वेत अवक्षेप मिलता है—



यदि अवक्षेपण अमोनिया और अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति में किया जाय तो मैग्नीशियम अमोनियम फॉस्फेट का मणिभीय अवक्षेप आवेगा—



इस अवक्षेप को यदि सुखा कर तपाया जाय तो मैग्नीशियम पायरो-फॉस्फेट का अविलेय चूर्ण बनेगा—



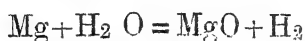
मैग्नीशियम का परिमापन इसी विधि से प्रयोगरसायन में किया जाता है। मैग्नीशियम आर्सीनेट, और पायरो-आर्सीनेट, $Mg_2As_2O_7$, भी इन्हीं के समान होते हैं।

मैग्नीशियम से बनी मिश्रधातुयें—(१) मैग्नीशियम धातु सीसे के साथ एक क्रियाशील मिश्र धातु या धातु संकर, Mg_2Pb , देती है। यह हवा से ऑक्सीजन शीघ्र शोषण कर लेती है।

(२) मैग्नीशियम और जस्ते के योग से (९५% Mg, ५% Zn) इलक्ट्रोन (electron) नामक मिश्र धातु बनती है।

(३) ६० प्रतिशत ऐल्यूमीनियम और १० प्रतिशत मेगनीशियम से मेगनेलियम (magnalium) नामक धातु-संकर बनता है जिसका उपयोग हवाई जहाज और मोटरों के लिये किया जाता है।

(४) पारा और मेगनीशियम को साथ साथ गरम करने से मेगनीशियम संरस (एमलगम) बनता है। यह ठंडे पानी से भी शीघ्रता से प्रतिक्रिया करता है—



कैल्सियम, Ca

[Calcium]

कैल्सियम धातु मुक्त रूप से तो प्रकृति में नहीं पायी जाती है, पर इसके यौगिकों से हमारा चिर-परिचय रहा है। चूने का पत्थर, खड़िया और संगमरमर हमारे व्यवहार के अति प्राचीन पदार्थ हैं। चूने के पत्थरों को फूंक कर चूना बनाना हमारे देश की अति प्राचीन विधि है। चूने, चूने के पत्थर और बुके चूने में क्या सम्बन्ध है, इसकी विस्तृत गवेषणा सन् १७५६ के लगभग ब्लैक (Black) ने की। सन् १८०८ में डेवी ने पहली बार कैल्सियम धातु तैयार की पर यह अशुद्ध थी। शुद्ध कैल्सियम मोयसाँ (Moissan) ने सन् १८९८ में गणिम स्थिति में पाया।

खनिज—कैल्सियम कार्बोनेट, CaCO_3 , प्रकृति में कई रूपों में पाया जाता है जैसे कैल्साइट, संगमरमर, चूने का पत्थर, कंकड़, और खड़िया। डोलोमाइट (dolomite) में कैल्सियम के साथ साथ मेगनीशियम कार्बोनेट भी है। कैल्सियम सल्फेट का खनिज ऐनहाइड्राइट, (anhydrite) CaSO_4 और जिप्सम (gypsum) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ है। पर्वतों के शिलाप्रस्तरों में कैल्सियम फॉस्फेट मिलता है। फ्लोरस्पर (fluorspar), CaF_2 लगभग शुद्ध कैल्सियम फ्लोराइड है। क्लोरोपेटाइट (chlorapatite) $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$, में फ्लोराइड और फॉस्फेट दोनों का मिश्रण है।

वनस्पतियों में और पेड़-पौधों में भी यह बहुत पाया जाता है और शरीर की हड्डी में तो इसका फॉस्फेट प्रमिश्र ही है।

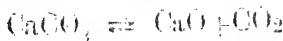
° चूने का पत्थर—हमारे देश में प्रतिवर्ग २,६३५,३३० (१६३७) टन

कैल्सियम कार्बोनेट (चूने का पत्थर और कंकड़) का व्यवहार होता है। इसमें से ३२% विहार और उड़ीसा से, ३२% मध्यप्रान्त से, १८.५% पंजाब से, १२.८% बर्मा से, ८.३% राजपूताने से और ५.३% मध्य भारत से आता है। चूने के पत्थर से सीमेंट बनाने के अनेक कारखाने खुल गये हैं। रोहतासगढ़, देहरी-आन-सोन, जापला, आदि स्थानों का चूने का पत्थर प्रसिद्ध है। धारवारी पर्वतों में डोलोमाइट भी होता है। इधर मध्यप्रान्त में निंध्या की श्रेणियाँ इस प्रकार के पत्थर के लिये प्रसिद्ध हैं। करनी और जबलपुर इसके काम के अच्छे केन्द्र हैं। गीवाँ और मैहर का पत्थर बहुत प्रसिद्ध है। इसके प्राकृतिक मणिम कैल्साइट (calcite) और परागोनाइट (aragonite) हैं।

संगमरमर—संगमरमर के लिये जोधपुर में मकराना, अजमेर में खरवा, और इनके अतिरिक्त जैपुर, अलवर, जबलपुर और किशनगढ़ इनके लिये प्रसिद्ध हैं। गुलाबी रंग के संगमरमर अरावली पर्वत की श्रेणियों में और नरमिहपुर (मध्यप्रान्त) में पाये जाते हैं। धूसर रेखाओं से युक्त जोधपुर का संगमरमर और मंडी और दातला पहाड़ियों का काला संगमरमर प्रसिद्ध है। कोयम्बटोर में धूसर-श्वेत और मांस के रंग का संगमरमर मिलता है। वड़ौदा में हरी, गुलाबी, और सफेद नित्तियों का पत्थर मिलता है। हरे और पीले संगमरमर मद्रास के करनूल जिले में पाये हैं। सन् १९२७ में ८११६ टन संगमरमर की खोदाई हुई।

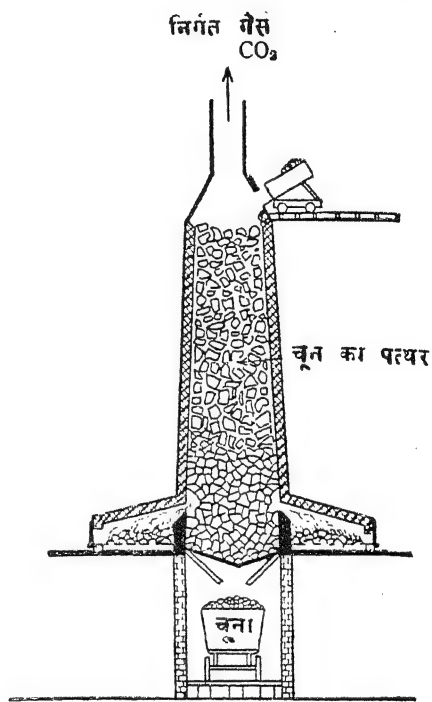
चूना—गमायनिक व्यवसाय में चूने का बहुत उपयोग होता है। यह सब से सस्ता दार है, और जैसा कि पहले कहा जा चुका है, कौस्तिक सोडा भी पहले इसी की सहायता से बनाया जाता था। मकानों के निर्माण में चूने का प्लास्टर बहुत काम आता है। इससे पोताई भी की जाती है। पान के साथ इसका थोड़ा सा व्यवहार होता ही है। गन्ने के रस की सफाई में और रंगों के व्यवसाय में भी इसका उपयोग होता है।

चूना कैल्सियम कार्बोनेट (खड़िया और चूने के पत्थर) को भट्टियों में फूँक कर तैयार किया जाता है। ६००° तक गरम करने पर यह कार्बोनेट विभाजित होकर बरी का चूना देता है—



हमारे देश में लगभग प्रत्येक बड़े नगर के आसपास चूना तैयार करने

के भट्टे हैं। देसी विधि में तो नीचे लकड़ी की ढेरी रख कर ऊपर से पत्थरों को रख कर आग लगा देते हैं, और चूना तैयार हो जाता है। इस प्रकार से जो चूना मिलता है, उसका रूप, रंग और गुण अनिश्चित होता है। आज कल फुंकाई के लिये ४०-५० फुट ऊँचे शैफ्ट भट्टे (shaft kiln) आग्नेय ईंटों के बनाये जाते हैं। प्रतिक्रिया में जो कार्बन दिऑक्साइड गैस बनती है वह हमारे देश में तो व्यर्थ जाती है, पर बड़े बड़े कारखानों में इसका उपयोग चीनी के कारखानों में या अमोनिया-सोडा विधि में कर लिया जाता है। भट्टों में एक परत चूने के पत्थर की, फिर एक परत कोयले या कोक की, और इसी क्रम से एक पर एक परत लगाते जाते हैं। शैफ्ट में हवा का जो प्रवाह बनता है, उससे भट्टा प्रज्वलित रहता है। तैयार चूना भट्टे के नीचे वाले द्वार से निकाल लिया जाता



चित्र ५७—चूने का भट्टा

है। इस विधि से तैयार चूने में थोड़ा सा कोयला मिला रह जाता है।

कुछ भट्टियों में ऐसा सुधार किया गया है कि मुख्य शैफ्ट में तो चूने का पत्थर रखते हैं, और भट्टे के चारों ओर आगे अलग बने होते हैं जिनमें कोयला जलाया जाता है। इस प्रकार तैयार चूने में कोयला मिले रहने की संभावना कम रहती है।

कहीं कहीं तो शैफ्ट भट्टियों के स्थान पर घूर्ण भट्टियों (rotary kiln) का उपयोग किया जाता है। यह १२५ फुट लम्बी और ८ फुट व्यास की होती है और धीरे धीरे घूमती रहती है। इन भट्टियों को पिसे हुये

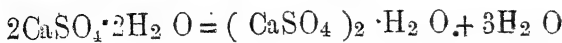
कोयले, या तैल की भीसी अथवा उत्पादक या प्रोड्यूसर गैस की ज्वाला से प्रज्वलित रखते हैं। इन भट्टियों में से जो गैस बाहर आती है उनका तापक्रम 700° के लगभग होता है। इनकी गरमी से बॉयलरों को गरम करने का काम लिया जाता है। घूर्ण भट्टियों से एक बड़ा लाभ यह है कि इनमें पत्थरों के छोटे छोटे टुकड़े भी काम आ सकते हैं।

मॉर्टर अर्थात् गारे का चूना—साधारण भट्टों में जो चूना तैयार किया जाता है, उसका उपयोग गारे के काम में होता है। इसे बालू के साथ पानी मिला कर साना जाता है। इस प्रकार के गारे से ईंटों की जुड़ाई और दीवारों या फर्शों का अस्तर किया जाता है। सूखने पर इसका पानी तो उड़ जाता है और कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड हवा से कार्बन डाइऑक्साइड का शोषण करके कैल्सियम कार्बोनेट बन जाता है। पर चूने की दृढ़ता का कारण कार्बोनेट का बनना नहीं है। दृढ़ता तो केवल पानी के उड़ने के कारण आती है।

भट्टों से प्राप्त जुड़ाई के काम का चूना भूरे-धूसर रंग का होता है। पोताई या सफेदी के काम का चूना “सफेदी” या “वरी का चूना” कहलाता है और सफेद रंग का होता है। वरी के चूने में भी रेल के कोयले की राख अच्छी तरह घोट कर जो प्लास्टर बनता है, उससे भी जुड़ाई और अस्तर का काम लिया जाता है।

जिप्सम या सिलखड़ी— $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —खनिज रूप में जो जिप्सम मिलता है वह पारदर्शक मणिभीय होता है। इसे सेलेनाइट (selenite) कहते हैं। एक दूसरा बे-रवे वाला रूप एलेबेस्टर (alabaster) कहलाता है। हमारे देश में ३५% जिप्सम राजपूताने से, ५५% मेलम प्रान्त से और शेष काश्मीर, मद्रास आदि स्थानों से आता है। ४३०६० टन जिप्सम सन् १९३७ में निकाला गया था।

प्लास्टर आबू पेरिस (Plaster of Paris)—जिप्सम को यदि $100-200^{\circ}$ तक गरम किया जाय तो इसका कुछ पानी निकल जाता है, इस समय यह प्लास्टर आबू पेरिस कहलाता है।



इस्पात के बड़े बड़े वर्तनों में जिनमें कई टन माल आ सकता है, सिलखड़ी को गरम करके प्लास्टर आबू पेरिस बनाते हैं। इस काम के लिये घूर्ण-

मट्टियों का भी प्रयोग हो सकता है। इस प्रकार बनाये गये प्लास्टर ऑफ पेरिस चूर्ण में यदि पानी मिलाया जाय, तो यह लगभग पाँच मिनट में ठोस जम जाता है और कुछ फैलता भी है। इस प्रकार सँभलें में ठीक बैठ जाता है। इसका उपयोग मूर्तियों के बनाने में भी इसी कारण होता है। दीवारों पर अक्षर भी इससे सुन्दर किया जा सकता है। शल्य चिकित्सा में यदि टूटी हड्डी आदि बँटानी हो तो इसका उपयोग करते हैं। दाँतों के चिकित्सालयों में भी उपयोग होता है।

पोर्टलैंड सीमेंट (Portland cement)—इंग्लैंड में एक पत्थर आता है जिसका नाम पोर्टलैंड है। यह मकान बनाने के विशेष काम का है। सन् १८२६ में लीड्स के एक मिस्त्री जोसेफ एस्पाइन (Aspdin) ने चूने के पत्थर और चिकनी मिट्टी को साथ साथ गरम करके एक ऐसा मिश्रण तैयार किया जो पानी मिला कर रखने पर उबना ही दृढ़ हो जाता था, जितना कि पोर्टलैंड पत्थर। इसीलिये इस मिश्रण का नाम पोर्टलैंड सीमेंट पड़ा।

यह सीमेंट बनाने के लिये दो प्रकार के पदार्थों की आवश्यकता पड़ती है, (१) एक तो वे जिनमें चूना हो, जैसे चूने का पत्थर और (२) दूसरे वे जिनमें सिलिका, लोहे का ऑक्साइड, और ऐल्यूमिना हो जैसे चिकनी मिट्टी। बहुत दिन पूर्व सन् १७६६ में चिकनी मिट्टी और चूने के पत्थर को गरम करके पार्कर (Parker) ने पोर्टलैंड सीमेंट के समान रोमन सीमेंट बनायी थी। सीमेंट के कंकर का रासायनिक गठन इस प्रकार है—

त्रिकैल्सियम सिलिकेट	$3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$
त्रिकैल्सियम ऐल्यूमिनेट	$3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$
कैल्सियम ऑर्थो-सिलिकेट	$2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$
पंच कैल्सियम ऐल्यूमिनेट	$5\text{CaO} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3$

पोर्टलैंड सीमेंट में २२% सिलिका, २.५% फेरिक ऑक्साइड, २.५% मैंगनीशिया, ६२% चूना, १.५% गन्धक त्रि-ऑक्साइड और ७.५% ऐल्यूमिना होता है। इस सीमेंट में यह प्रयत्न किया जाता है कि भिन्न भिन्न अंशों की निम्नलिखितों निम्न प्रकार हो—

$$\frac{\text{सिलिका}}{\text{ऐल्यूमिना}} = २.५-४$$

$$\frac{\text{CaO की प्रतिशतता}}{\% \text{SiO}_2 + \% \text{Al}_2\text{O}_3 + \% \text{Fe}_2\text{O}_3} = १.६-२.१$$

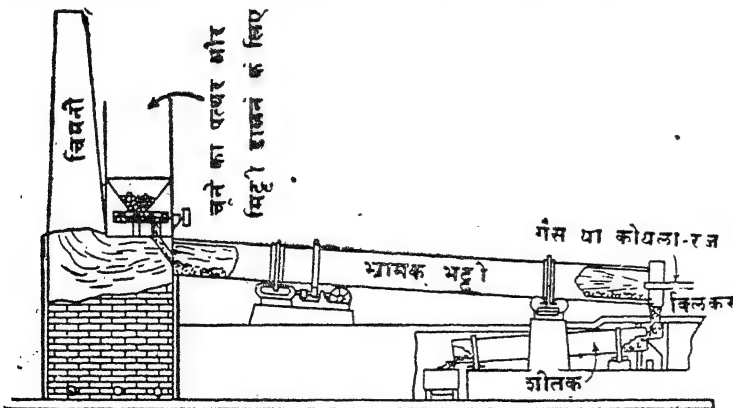
जिस सीमेंट में लोहा न हो वह सफ़ेद होती है पर उसके फूँकने (भस्म करने) में कठिनाई होती है। यदि दिये हुए अनुपात की अपेक्षा चूना कम हो तो सीमेंट कम दृढ़ होगी, और जल्दी जम जायगी। अगर चूना अधिक होगा तो सीमेंट फट जाया करेगी। यदि सिलिका की मात्रा अधिक होगी तो सीमेंट धीरे-धीरे जमेगी, पर यदि ऐल्यूमिना अधिक होगा, तो यह शीघ्र जमेगी।

सीमेंट बनाने की विधि—(१) सीमेंट में चूने का पत्थर और चिकनी मिट्टी इन दो का विशेष काम पड़ता है। इन दोनों को अलग-अलग कूट-पीस कर मैदा ऐसा महीन कर लिया जाता है।

(२) फिर दोनों को उचित अनुपात में मिला कर साथ साथ पीसते हैं। ऐसा करने की शुष्क और आर्द्र दो विधियाँ हैं। शुष्क विधि में दोनों को (पत्थर और मिट्टी को) सुखा लिया जाता है, और फिर ठीक अनुपात में मिला कर पीसते और छानते हैं। इतनी महीन पीसाई होनी चाहिये कि १०० छिद्र (mesh) वाली चलनी में ६०-६५% निकल जाय।

आर्द्र विधि में मिट्टी को पानी के साथ चक्की में धोया जाता है जिससे इसके अनावश्यक अंश दूर हो जायं। फिर मिट्टी के गारे में पीसा हुआ चूने का पत्थर मिलाते हैं। अब इसे फिर चक्की में पीस कर एक-सा कर लेते हैं। इस प्रकार जो गारा मिलता है उसे स्लरी (slurry) कहते हैं।

(३) घूर्ण भट्टियों में जिसके बेलन ६-१० फुट व्यास के और १००-२५० फुट लम्बे होते हैं, ऊपर तैयार की गयी स्लरी को अथवा शुष्क विधि वाले



चित्र ५७—सीमेंट भट्टा

महीन मिश्रण को) 1400° —से 1600° तापक्रम पर गरम करते हैं। भट्टियाँ अपने आप प्रति मिनट १-२ चक्कर के हिसाब से घूमती रहती हैं। इन भट्टियों में चूना, सिलिका और ऐल्यूमिना तीनों संयुक्त होकर कैल्सियम ऐल्यूमिनेट और कैल्सियम सिलिकेट बनाते हैं। इस प्रकार जो मिश्रण बना उसे सीमेंट क्लिंकर कहते हैं।

सीमेंट क्लिंकर में फिर २-३% जिप्सम ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) मिलाते हैं और पीस डालते हैं। जिप्सम की मात्रा पर सीमेंट का जमना निर्भर करता है। इस प्रकार पोर्टलैंड सीमेंट बन गयी।

चूने का पत्थर चिकनी मिट्टी

अलग अलग पीस कर ठीक
अनुपात में मिलाते हैं

शुष्क या आर्द्र विधियों से दोनों
की पिमाई करते हैं

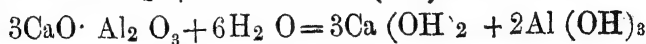
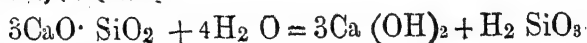
घूर्ण भट्टी में 1400° — 1600° पर
फूँकते हैं।

क्लिंकर बना, इसमें

२-३% जिप्सम मिला कर पीसते हैं।

पोर्टलैंड सीमेंट

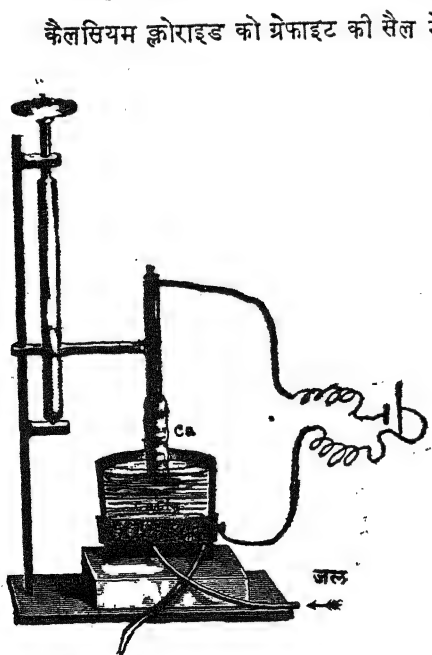
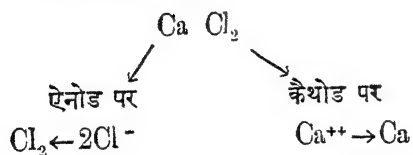
सीमेंट कैसे जमती है—सीमेंट में जब पानी मिलाया जाता है तो इसके त्रिकैल्सियम सिलिकेट और त्रिकैल्सियम ऐल्यूमिनेट के समान यौगिकों का उदविच्छेदन होता है—



इस प्रकार कैल्सियम हाइड्रोक्साइड और सिलिसिक ऐसिड दोनों की श्लेष या कोलायडल जेलें बन जाती हैं। इनमें धीरे-धीरे निर्जलीकरण (dehydration) प्रारम्भ होता है जिसके होने पर पदार्थ कठोर पड़ जाते हैं। सिलिका जेल (और उसके भीतर आबद्ध ऐल्यूमिना जेल) थोड़ी देर में दृढ़ पदार्थ दे देती है।

आजकल घरों के अथवा अन्य इमारतों के बनाने में जब से फेरो-कंकरीट का प्रचार बढ़ गया है, सीमेंट बड़ी काम आने लगी है। फर्श, छत, प्लास्टर, मेज और अनेक पदार्थ इसके बहुत सुन्दर बनाये जाते हैं। री-इन-फोर्ड कंकरीट (re-inforced concrete) में लोहे के छोड़ और ईंटों का जाल सीमेंट द्वारा जोड़ा जाता है। हमारे देश में इन दिनों सीमेंट के बहुत-से कारखाने खुल गये हैं।

कैल्सियम धातु—यह गले हुए कैल्सियम क्लोराइड (या फ्लोराइड) या दोनों के मिश्रण (१०० भाग क्लोराइड, १६५ भाग फ्लोराइड, फ्लोरस्पर) के विद्युत् विच्छेदन से बनायी जाती है—

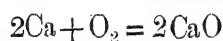


चित्र ५८—कैल्सियम धातु

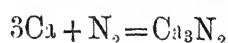
कैल्सियम क्लोराइड को ग्रेफाइट की सैल में रखते हैं। यह ग्रेफाइट ही ऐनोड का काम करता है। कैथोड को पानी के प्रवाह से ठंढा रखते हैं। यह ग्रेफाइट की छड़ों का बना होता है। यह छड़ द्रव पृष्ठ को ठीक छूते होते हैं, और ज्यों-ज्यों कैल्सियम जमा होता जाता है, छड़ को थोड़ा थोड़ा ऊपर उठाते जाते हैं। ऐसा करने से कैल्सियम की छड़ प्राप्त हो जाती है। ऐनोड पर क्लोरीन गैस निकलती है जिसे बाहर निकाल देते हैं। विद्युत्-विच्छेदन के लिए २५-३० वोल्ट पर ४००-५०० एम्पीयर की धारा काम में लायी जाती है।

कैलसियम के गुण—यह चाँदी के समान श्वेत धातु है, और सीसे से भी अधिक कठोर होती है, पर अन्य साधारण धातुओं की अपेक्षा नरम। यह धातु पिघले हुए सोडियम में घुल जाती है, और ठंडा होने पर इस विलयन में से मणिभ देती है। यदि इस समय एलकोहल का उपयोग किया जाय तो सोडियम जो आधिक्य में होता है, घुल जाता है, और कैलसियम के शुद्ध मणिभ प्राप्त हो जाते हैं।

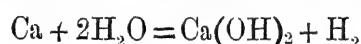
कैलसियम बड़ी क्रियाशील धातु है। यह अनेक अधातु तत्वों से संयुक्त हो जाती है। यह हवा या ऑक्सीजन में लाल रोशनी की ज्वाला से जलता है और जलने पर ऑक्साइड बनता है—



हवा के नाइट्रोजन से भी संयुक्त होकर नाइट्राइड देता है—



ऊँचे दाब के हाइड्रोजन से संयुक्त होकर यह हाइड्राइड, CaH_2 , देता है। हैलोजनों की वाष्पों में जलकर क्लोराइड, ब्रोमाइड, आयोडीन आदि यौगिक देता है। पानी के साथ इसकी धीरे धीरे प्रतिक्रिया होती है—



इसलिये एलकोहल को शुष्क करना हो तो उसमें कैलसियम धातु के टुकड़े छोड़ना चाहिये।

परमाणुभार—ड्यूलोन और पेटी और आर्वर्त्त संविभाग के नियम के आधार पर इसका परमाणुभार ४० के लगभग आना चाहिये। इसका रासायनिक तुल्यांक निम्न प्रयोगों के आधार पर निश्चित किया गया—(१) शुद्ध आइसलैण्ड स्फार, CaCO_3 , को कैलसियम ऑक्साइड में परिणत करके। (२) CaCl_2 को 2AgCl में परिणत करके। तुल्यांक भार २०.०४ आता है, अतः परमाणुभार ४०.०८ हुआ। इसके समस्थानिक ४० और ४४ भारों के मिलते हैं।

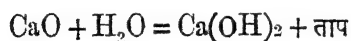
कैलसियम के ऑक्साइड, CaO , CaO_2 और CaO_4 —इसके ये तीन ऑक्साइड पाये जाते हैं। इन तीनों में कैलसियम ऑक्साइड, CaO , दाहक चूना (quick lime) अधिक प्रसिद्ध है, जिसका उल्लेख पीछे किया जा चुका है। यह कैलसियम कार्बोनेट को गरम करके बनाया जाता है—



यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है, अतः यदि कार्बन दिऑक्साइड गैस अलग बराबर न की जाय, तो फिर कैल्सियम कार्बोनेट का विभाजन बन्द हो जायगा।

कला-नियम (phase-rule) के आधार पर यहाँ ३ कलायें, (phases) [क] CaO , CO_2 और CaCO_3 हैं; अवयव (component) [अ] हैं— CaO और CO_2 ; अतः यह व्यवस्था (system) एकधा स्वतन्त्र (univariant) [स = १] है। ($P + F = C + 2$, $क + स = अ + 2$; $३ + स = २ + २$, $\therefore स = १$) अतः प्रत्येक तापक्रम के लिये कार्बन दिऑक्साइड की एक निश्चित सान्द्रता है, जिस पर साम्य (equilibrium) निर्भर है। ५००° पर कैल्सियम कार्बोनेट का ०.११ मि० मि० दाब से साम्य है। ६००° पर यह दाब २.३५ मि० मि०, और ८६०° पर यह ७६० मि० मि० है।

कैल्सियम ऑक्साइड पानी के संपर्क में आने पर बहुत गरमी देता है और कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड बनता है जो सफेद कम घुलने वाला चूर्ण है।



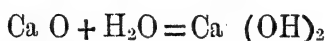
इस गुण के कारण इसका उपयोग बहुत सी चीजों को सुखाने में किया जाता है, जैसे अमोनिया गैस अथवा एल्कोहल को दाहक चूने पर सुखा सकते हैं।

कैल्सियम परौक्साइड, CaO_2 —चूने के पानी में हाइड्रोजन परौक्साइड डालने से जो अवक्षेप आता है, वह कैल्सियम परौक्साइड हाइड्रेट, $\text{CaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, का है। १०° पर इसके अति सान्द्र विलयनों में से और ४०° के ऊपर अन्य विलयनों से जो अवक्षेप आता है वह निर्जल परौक्साइड, CaO_2 , का है। बुझे हुये चूने और सोडियम परौक्साइड दोनों को एक साथ दबा कर और फिर बर्फ के पानी से धोकर जो कैल्सियम परौक्साइड बनाया जाता है, वह कीटाणु नाशक के रूप में काम में आता है। यह स्मरण रखना चाहिये कि बेरियम परौक्साइड तो बेरियम ऑक्साइड, BaO , और ऑक्सीजन दोनों के संयोग से सीधे तैयार किया जा सकता है, पर कैल्सियम परौक्साइड इस तरह नहीं। हाइड्रेटयुक्त परौक्साइड, $\text{CaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ को ३० प्रतिशत हाइड्रोजन परौक्साइड के साथ गरम करने पर कैल्सियम चतुः ऑक्साइड, CaO_4 , बनता है जो पीला चूर्ण है। अम्लों के प्रभाव से यह ऑक्सीजन और हाइड्रोजन परौक्साइड देता है—



यह ऑक्साइड K_2O_4 से मिलता है।

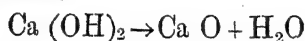
कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ —दाहक चूना (अर्थात् बरी के चूने को) पानी में बुझाने पर कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड बनता है—



यह विलेय कैल्सियम लवणों पर कास्टिक सोडा के प्रभाव से भी बन सकता है—



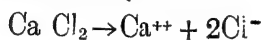
यह अमणिभीय चूर्ण है, जो पानी में कम ही घुलता है। ज्यों ज्यों ताप-क्रम बढ़ता है, यह विलेयता भी कम होती जाती है। 360° से ऊपर गरम करने पर यह ऑक्साइड में परिणत हो जाता है, यह परिवर्तन रक्त-ताप पर और शीघ्र होता है—



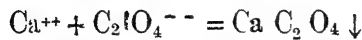
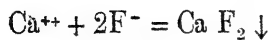
इसमें प्रबल क्षारीय गुण होते हैं, और स्पर्श पर इसका घातक प्रभाव पड़ता है।

चूने को कास्टिक सोडा के साथ बुझाने पर जो मिश्रण प्राप्त होता है उसे सोडा लाइम कहते हैं। यह अनेक गैसों, विशेषतया अम्लीय गैसों के शोषण में उपयोगी है जैसे कार्बोनील क्लोराइड, हाइड्रोजन सल्फाइड, हाइड्रोजन क्लोराइड, ब्रोमाइड, और आयोडाइड; गन्धक द्विऑक्साइड, क्लोरीन, ब्रोमीन आदि। यह इस गुण के कारण १९१४-१८ के युद्ध में गैस-मास्क बनाने में भी काम आया था। इन मास्कों (मुखावरणों) में शोषण कोयला, पोटैशियम परमैंगनेट, और सोडालाइम तीनों की तर्हों का उपयोग करते थे।

कैल्सियम आयन (Ca^{++}) के सामान्य गुण—विलेय कैल्सियम लवण विलयन में कैल्सियम आयन, Ca^{++} , देते हैं जिसकी संयोज्यता २ है। यह नीरंग आयन है।

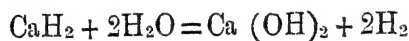


ये लवण अमोनियम क्लोराइड की विद्यमानता में अमोनिया के साथ कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप नहीं देते। पर कैल्सियम लवण इसी लोह समूह में कैल्सियम फॉस्फेट, ऑक्जैलेट और फ्लोराइड का अवक्षेप दे सकते हैं, यदि किसी भी लवण से ये आयन प्राप्त हों।



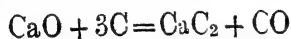
ये सब अवक्षेप खनिज अम्लों में विलेय हैं। कैल्सियम ऑक्जलेट ऐसी-टिक एसिड में नहीं घुलता। इसलिये इसका प्रयोग कैल्सियम परीक्षण में किया जाता है। शिथिल या क्षारीय विलयनों में ऊपर वाले सभी अवक्षेप आसानी से मिलते हैं। कैल्सियम कार्बोनेट, आर्सीनाइट, आर्सीनेट, सिलिकेट, बोरेट, फेरोसायनाइड, और अनेक कार्बनिक एसिड (टारट्रेट, साइट्रेट आदि) शिथिल विलयनों में कैल्सियम लवणों के साथ अवक्षेप देते हैं।

कैल्सियम हाइड्राइड, CaH_2 —पिघले हुए कैल्सियम पर यदि हाइड्रोजन गैस प्रवाहित की जाय तो कैल्सियम हाइड्राइड बनता है। इसे हाइड्रोलिथ (hydrolith) भी कहते हैं। पानी के संसर्ग से यह हाइड्रोजन देता है।

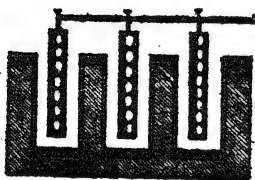


इसका उपयोग छोटे एयरशिपों में किया जाता था। इसके ठोस घन प्रयोगशाला के उपयोग के लिये बिकते हैं। एक ग्राम हाइड्रोलिथ से १ लीटर से अधिक हाइड्रोजन मिलता है।

कैल्सियम कार्बाइड, CaC_2 —बिजली की भट्टी में चूने और कोक (कोयला) को 2000° तक गरम करके कार्बाइड बनाया जाता है—



इस विद्युत् भट्टी में कार्बन के एनोड (धनद्वार) होते हैं और फर्श पर

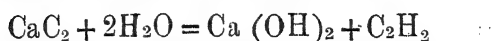


किया हुआ कार्बनका अस्तर कैथोड (ऋणद्वार) का काम करता है। भट्टी के निचले हिस्से में ही एक मुँह होता है जिससे पिघला हुआ कार्बाइड बाहर निकाल लिया जाता है। कच्चा माल भट्टी में ऊपर से छोड़ते हैं।

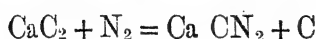
चित्र ५६—कैल्सियम कार्बाइड की भट्टी

शुद्ध कैल्सियम कार्बाइड सफेद होता है, पर बाज़ार में जो बिकता है वह धूसर या

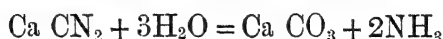
श्याम वर्ण का होता है। पानी के साथ प्रतिक्रिया करके यह ऐसिटिलीन गैस देता है जिसका उपयोग लैम्पों में किया जाता है—



यदि कार्बाइड हवा में गरम किया जाय तो यह नाइट्रोजन से संयुक्त हो जाता है और कैल्सियम सायनेमाइड, $\text{Ca}:\text{N}:\text{CN}$ बनता है—

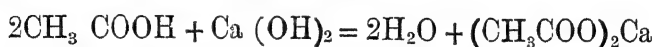


यह सायनेमाइड पानी के साथ गरम किये जाने पर अमोनिया देता है—

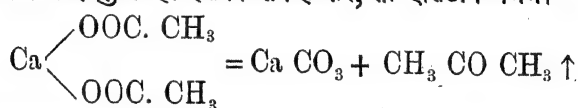


इसलिये इसका उपयोग खाद के रूप में किया जाता है, और अमोनिया बनाने में भी।

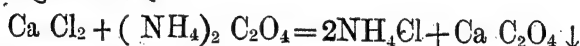
कैल्सियम ऐसीटेट, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$ —अशुद्ध ऐसीटिक ऐसिड में चूना या कार्बोनेट डाल कर इसे बनाते हैं—



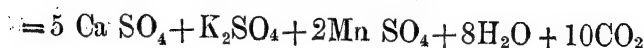
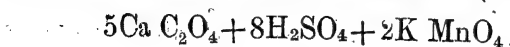
यदि सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ इसका खवण करें तो शुद्ध ऐसीटिक ऐसिड बनेगा। यदि शुष्क ही इसका खवण करें, तो एसिटोन बनेगा—



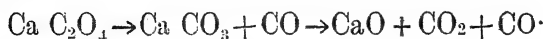
कैल्सियम ऑक्जलेट, $\text{Ca C}_2\text{O}_4$ —यदि किसी विलेय कैल्सियम लवण में अमोनियम ऑक्जलेट का विलयन छोड़ें तो कैल्सियम ऑक्जलेट का सफेद अवक्षेप आवेगा जो ऐसीटिक ऐसिड में नहीं घुलता पर खनिज ऐसिडों में घुल जाता है—



इस प्रतिक्रिया का उपयोग कैल्सियम परिमाणन में करते हैं। दिये हुए पदार्थ के कैल्सियम को कैल्सियम ऑक्जलेट में परिणत कर लेते हैं। इस अवक्षेप को धोकर फिर सल्फ्यूरिक ऐसिड के हलके विलयन में घुलाते हैं। अब पोटैशियम परमैंगनेट के विलयन से अनुमापन (titration) कर लेते हैं।



कैल्सियम ऑक्जेट के अवक्षेप को शुष्क करके यदि तपाया जाय तो यह पहले तो कैल्सियम कार्बोनेट में परिणत होता है, और फिर कैल्सियम ऑक्साइड में—



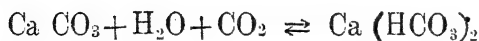
भारतात्मक परिमाणन में इस प्रतिक्रिया का उपयोग किया जाता है।

कैल्सियम कार्बोनेट, Ca CO_3 —यह अनेक रूपों में प्रकृति में पाया जाता है। इसके दो मणिभीय रूप भी मिलते हैं—(१) कैल्साइट—(calcite) जिसके षट्कोणीय मणिभ होते हैं। ये द्वि-वर्तन (double refraction) प्रकट करते हैं। (२) एरेगोनाइट (aragonite) जिसके रॉम्बिक मणिभ होते हैं।

कैल्साइट तो साधारण तापक्रमों पर स्थायी है, पर एरेगोनाइट— 43° के नीचे के तापक्रमों पर ही स्थायी है। पर शुष्क एरेगोनाइट में परिवर्तन बहुत धीरे धीरे होता है—इतने धीरे कि हम इसे स्थायी ही मान सकते हैं। $400^\circ - 500^\circ$ तक गरम किये जाने पर यह शीघ्र ही कैल्साइट बन जाता है। यदि नम रक्खा जाय तो यह परिवर्तन साधारण तापक्रम पर भी शीघ्र होता है।

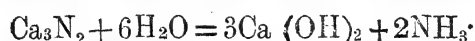
कैल्साइट के ही रूप आइसलैंड स्पार (iceland spar) (नीरंग, शुद्ध), कैल्स्पर (calcspar) या कैल्साइट (सफेद, अपार दर्शक), संगमरमर, आदि हैं। खड़िया साधारण नेत्रों से देखने पर तो अमणिभीय मालूम होती है, पर सूक्ष्म दर्शक में देखने पर यह मणिभीय कैल्साइट से बनी हुई प्रतीत होती है जिसकी रचना अनेक जीवों ने की। कैल्साइट का घनत्व 2.714 है।

कैल्सियम कार्बोनेट पानी में लगभग अविलेय है (100 ग्राम पानी में 0.0012 ग्राम; विलेयता गुणनफल $= 0.6 \times 10^{-6}$)। पर कार्बन द्विऑक्साइड की विद्यमानता में यह विलेय बाइकार्बोनेट में परिणत हो जाता है—

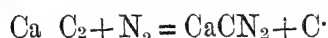


एक लीटर पानी में इस प्रकार 2.26 ग्राम तक कैल्सियम कार्बोनेट घुल जा सकता है।

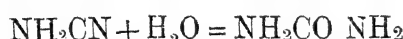
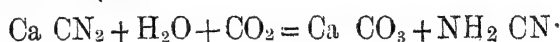
कैलसियम नाइट्राइड, Ca_3N_2 —कैलसियम धातु को नाइट्रोजन के प्रवाह में 440° के तापक्रम पर गरम करने पर कैलसियम नाइट्राइड बनता है। यह पानी के साथ अमोनिया और कैलसियम हाइड्रॉक्साइड देगा—



कैलसियम सायनेमाइड, CaCN_2 —इसका उल्लेख कार्बाइड के साथ किया जा चुका है। यह नाइट्रोजन और रक्त तप्त कैलसियम कार्बाइड के योग से बनता है।

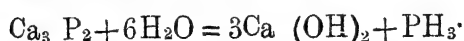


यह सायनाइडों और अमोनिया के बनाने में काम आता है, खाद के रूपमें जब उपयोग किया जाता है तो पहले इससे सायनेमाइड, NH_2CN , बनता है और फिर यूरिया—



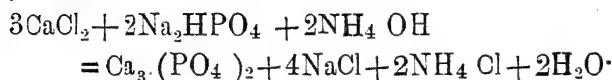
कैलसियम नाइट्रेट, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ —यह बहुधा जमीन में नाइट्रिकारक कीटाणुओं के प्रभाव से प्राप्त होता है। कैलसियम कार्बोनेट और नाइट्रिक एसिड के योग से भी बनाया जा सकता है। इसे बहुधा “हवाई शोरा” (air saltpetre) भी कहते हैं। यह कई हाइड्रेट देता है जिनमें $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ विशेष महत्व का है जो 42.7° के नीचे स्थायी है। यह लवण बहुत जलग्राही है। खाद के रूपमें इसका उपयोग होता है। यह एलकोहल में भी विलेय है। यदि कैलसियम नाइट्रेट को गलाकर रोशनी में रक्खा जाय और फिर अंधेरे में लाया जाय तो इसमें स्फुरण (फॉसफोरस की दीप्ति) दिखाई पड़ेगा। इस कारण इसका नाम “बाल्डविन का फॉसफोरस” भी है, क्योंकि यह घटना सबसे पहले सन् १६७४ में बाल्डविन (Baldwin) ने देखी थी।

कैलसियम फॉस्फाइड, Ca_3P_2 —कैलसियम को फॉसफोरस के साथ गलाकर यह बनाया जा सकता है। यह पानी से शीघ्र विभाजित हो जाता है और ज्वलनशील फॉस्फीन, PH_3 , निकलती है—

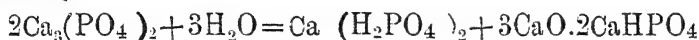


कैलसियम फॉस्फेट, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ आदि—यह खनिजों में अनेक

प्रकार से पाया जाता है। जैसे एपेटाइट में $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$; क्लोर-एपेटाइट में $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$; हड्डियों में ५८ प्रतिशत $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ होता है। यदि कैल्सियम क्लोराइड के विलयन में अमोनिया की उपस्थिति में सोडियम फॉस्फेट डाला जाय तो $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ का बहुत सा हलका अवक्षेप आवेगा—



यह स्वयं तो पानी में लगभग विलकुल अविलेय है। पर उबालने पर अविलेय भास्मिक फॉस्फेट और एक विलेय ऐसिड फॉस्फेट में परिणत हो जाता है—



कार्बन डिऑक्साइड की उपस्थिति में भी कैल्सियम फॉस्फेट की विलेयता पानी में बढ़ जाती है। पौधे इस प्रकार ज़मीन से फॉस्फेट प्राप्त करते हैं।

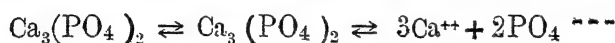
फॉस्फोरिक ऐसिड त्रिभास्मिक है अतः इसके कैल्सियम लवण तीन प्रकार के होंगे—

त्रिकैल्सियम ऑर्थो फॉस्फेट— $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (अविलेय)

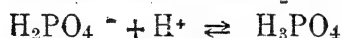
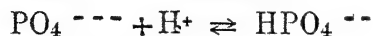
द्विकैल्सियम ऑर्थो फॉस्फेट— CaHPO_4 (अविलेय)

एक-कैल्सियम ऑर्थो फॉस्फेट— $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ (विलेय)

ये सभी फॉस्फेट अम्लों में विलेय हैं, ऐसीटिक ऐसिड में भी।

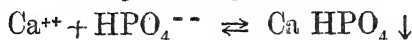


ठोस विलयन में



ऐसिड छोड़ने पर फॉस्फेट आयन, PO_4^{---} , उपर्युक्त रूपसे प्रतिक्रिया करती हैं और फॉस्फेट इनमें घुल जाता है। चार का विलयन छोड़ने पर H^+ अलग हो जाती है, और फिर फॉस्फेट अवक्षिप्त हो जाता है।

द्विकैल्सियम ऑर्थो फॉस्फेट, CaHPO_4 , कैल्सियम लवण के हलके अम्लीय विलयन को सोडियम फॉस्फेट से अवक्षिप्त करने पर बनता है—

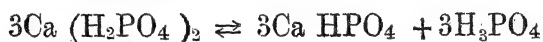


यह पानी में अविलेय है।

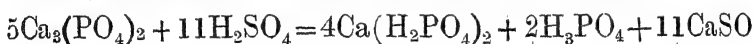
एक-कैल्सियम ऑर्थोफॉस्फेट, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ —यह फॉस्फोरिक एसिड और त्रिकैल्सियम फॉस्फेट के योग से बनता है—



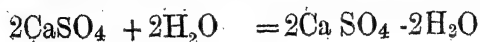
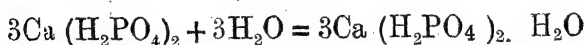
यह अन्य दोनों फॉस्फेटों से इस बात में भिन्न है कि यह पानी में विलेय है। पर यदि फॉस्फोरिक एसिड आधिक्य में न हो तो यह द्विकैल्सियम लवण में परिणत हो जायगा जो अविलेय है—



चूने का सुपरफॉस्फेट (Superphosphate of lime)—इसका उपयोग खाद में बहुत होता है। यह जिप्सम और एक-कैल्सियम ऑर्थो फॉस्फेट का मिश्रण है $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4]$ । सन् १७६५ में फोरक्रॉय (Fourcroy) और वौकैलिन (Vauquelin) ने इसे तैयार किया था। हड्डी की राख में जो कैल्सियम फॉस्फेट होता है, उसमें तौल की $\frac{2}{3}$ मात्रा सल्फ्यूरिक एसिड की छोड़ी गयी। निम्न प्रकार प्रतिक्रिया हुई—



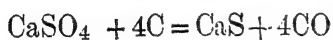
इसका उपयोग खाद में विशेष रूप से होता है। आजकल तो सुपर फॉस्फेट शिला प्रस्तरों से जैसे एपेटाइट आदि से बनाया जाता है। ये खनिज पानी में अविलेय हैं, पर सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से जो कैल्सियम द्विहाइड्रोजन फॉस्फेट, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, बनता है वह जल में विलेय है। इस प्रतिक्रिया में इतनी गरमी पैदा होती है कि बहुत सा पानी उड़ जाता है, और ठोस पदार्थ रह जाता है जिसे ऐसा का ऐसा ही खाद के काम में लाते हैं। इसके बनाने की सफलता पानी की मात्रा और सल्फ्यूरिक एसिड की सान्द्रता—इन दो बातों पर निर्भर है। पानी बस इतना ही होना चाहिये जितना निम्न हाइड्रेटों को बनाने के लिये नितान्त आवश्यक हो, और जितना पानी प्रतिक्रिया की गरमी से उड़ सके।



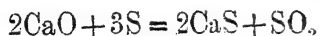
अगर पानी अधिक होगा तो कीचड़ ऐसा हो जायगा और यदि पानी कम होगा तो मुक्त फॉस्फोरिक एसिड बच रहेगा।

वस्तुतः आधुनिक विधि में तो सुपरफॉस्फेट बन्द बर्तनों में बनाते हैं जिससे प्रतिक्रिया तेजी से भी चलती है, और कोई भाप बाहर नहीं निकल पाती, पानी भी नष्ट नहीं होता, अतः एसिड की सान्द्रता विलकुल बस में रहती है। इस विधि में जो सुपरफॉस्फेट बनता है, वह पुरानी विधि के माल के समान कड़ा भी नहीं होता। सुपरफॉस्फेट बनाने के औटोक्लेव २१ फुट लम्बे और दोनों ओर शंकु के आकार के होते हैं। सिरों के घेरे का व्यास ५ फुट ७ इंच और बीच के भाग के घेरे का व्यास ६ फुट ७ इंच होता है। इन औटोक्लेवों में सीसे का अस्तर लगा होता है। प्रति मिनट यह पाँच बार गेयर पर घूमा करते हैं। एक एक बार में ६ टन माल बोझा जा सकता है। १ मिनट माल बोझने में लगता है। ३० मिनट में ही प्रतिक्रिया इतनी उग्र हो जाती है कि अन्दर का दाब ६५ पौंड प्रति वर्ग इंच हो जाता है। फिर कुछ मिनटों में ही सुपरफॉस्फेट तैयार हो जाता है। औटोक्लेव घूमता ही रहता है, और इसी बीच तैयार माल एक मुखद्वार से निकाल लिया जाता है।

कैल्सियम सल्फाइड, CaS —चूने को हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ गरम करके यह बनाया जाता है। $\text{CaO} + \text{H}_2\text{S} = \text{CaS} + \text{H}_2\text{O}$ । कैल्सियम सल्फेट को कार्बन से अपचित करके भी इसे प्राप्त कर सकते हैं—



चूने और गन्धक के योग से भी बनता है—



लीब्लांक सोडा विधि के सम्बन्ध में इसका उल्लेख पीछे किया जा चुका है।

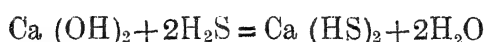
यह नीरंग पदार्थ है। शुष्कावस्था में इसमें कोई गन्ध नहीं होती। इसमें तीव्र स्फुरण शक्ति होती है, लगभग ज़िंक सल्फाइड ऐसी। यह ठीक है कि यह स्फुरण शुद्ध सल्फाइड में नहीं होता—केवल कुछ अशुद्धियों (अपद्रव्यों) के कारण उत्पन्न होता है। अशुद्धियाँ बहुधा मैंगनीज़, बिसमथ, ताँबा, टंगस्टन आदि धातुओं के सूक्ष्म अंश होती हैं। इन अशुद्धियों से स्फुरण का वस्तुतः क्या संबंध है, यह निश्चित रूप से नहीं कहा जा सकता।

विस्फुरक सलफाइड—प्रयोगशाला में विस्फुरक कैल्सियम सलफाइड बनाना कुछ कठिन है। निम्न विधि का प्रयोग किया जा सकता है। चूने को मेथिलेटेड स्पिरिट (जिसमें सूक्ष्मांश बिसमथ नाइट्रेट का हो) से भिगोओ। जब शुष्क हो जाय तो इसमें अधिक सा गन्धक और कुछ स्टार्च, और थोड़ा सा सोडियम क्लोराइड मिलाओ। बन्द मूषा में इसे देर तक रक्ततप्त करो। इस विधि में सफलता इस पर भी निर्भर है कि चूना कैसा है। मछली की हड्डियों का चूना अच्छा माना जाता है। एक बार प्रकाश में रखने पर घण्टों यह अंधेरे में चमकता रह सकता है।

कैल्सियम सलफाइड पानी में उदविच्छेदित होकर हाइड्रोसलफाइड देता है—



यह हाइड्रोसलफाइड चूने के दूध और हाइड्रोजन सलफाइड के योग से भी बनता है—



इसका उपयोग त्वचा के अनावश्यक बाल उड़ाने में किया जाता है। चमड़े के कारखानों में भी प्रयोग होता है।

चूने के दूध को गन्धक के साथ उबालने पर कई प्रकार के पोलि-सलफाइड अर्थात् बहु-सलफाइड (CaS_2 से लेकर CaS_7 तक) बनते हैं जो संभवतः सलफाइड और थायोसलफेट के मिश्रण होते हैं।

कैल्सियम बाइसलफाइड, $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ —चूने के दूध में सलफर ट्रायोक्साइड गैस प्रवाहित करने पर यह बनता है। इसका उपयोग कागज़ की लुगदी का रंग उड़ाने में होता है। शराब के कारखाने में भी कीटाणुनाशन में इसका प्रयोग होता है।

कैल्सियम सलफेट, CaSO_4 —जैसा कि पहले कहा जा चुका है, प्रकृति में यह एनहाइड्राइट, CaSO_4 , और जिप्सम, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, के रूप में पाया जाता है। इसकी एक मणिभीय जाति एलेबेस्टर भी कहलाती है।

कैल्सियम के विलेय लवणों के विलयन में विलेय सलफेट डालने पर कैल्सियम सलफेट, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, का अवक्षेप आता है। कैल्सियम सलफेट सलफ्यूरिक एसिड और कैल्सियम कार्बोनेट के योग से भी बनाया जा सकता है।

३७५

$$\text{CaSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$$

अविलेय
विलेय

कैल्सियम फ्लोराइड, CaF_2 —प्रकृति में यह फ्लोराइट (fluorite) या फ्लोरोस्फार (fluorspar) के रूप में पाया जाता है। यह खनिज किसी अम्ल में नहीं घुलता, यद्यपि प्रयोगशाला में तैयार कैल्सियम फ्लोराइड अम्लों में विलेय है।

$$\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{F}_2 = \text{CaF}_2 \downarrow + 2\text{KCl}$$

कैलसियम क्लोराइड, CaCl_2 — यह पदार्थ अमोनिया-सोडा विधि में व्यर्थ-बरबाद होता है, और इसका कोई अच्छा उपयोग पता नहीं चला है। कैलसियम कार्बोनेट और हाइड्रोक्लोरिक एसिड से यह बनाया जा सकता है। निर्जल कैलसियम क्लोराइड का उपयोग जल-शोषण के लिये किया जाता है क्योंकि यह प्रबल जलग्राही पदार्थ है। निर्जल क्लोराइड 67.5° पर गलता है। फॉस्फोरस पंचोक्साइड इससे भी अच्छा शोषक है, क्योंकि सजल कैलसियम क्लोराइड का थोड़ा सा वाष्पदाव होता ही है।

अमोनिया कैल्सियम क्लोराइड के साथ $\text{CaCl}_2 \cdot \text{SNH}_3$ बनाती है अतः इसके पानी का शोषण कैल्सियम क्लोराइड के साथ नहीं किया जा सकता।

कैल्सियम क्लोराइड पानी में बहुत विलेय है। यह पानी के साथ कई हाइड्रेट बनाता है, जिनमें से कमरे के तापक्रम पर $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ही स्थायी है। १०० ग्राम पानी में 20° पर ७४ ग्राम और 60° पर १३६ ग्राम विलेय है। इसके सान्द्र विलयनों का उपयोग ऊँचे तापक्रम वाले जल-ऊष्मकों की भाँति किया जा सकता है। ३२५ प्रतिशत वाला विलयन 120° पर उबलता है। ये विलयन तैलों की अपेक्षा अधिक स्वच्छ होते हैं, और सल्फ्यूरिक एसिड की तरह भयानक भी नहीं होते अतः इन विलयनों के ऊष्मकों (baths) का द्रवणांक आदि निकालने में उपयोग किया जा सकता है।

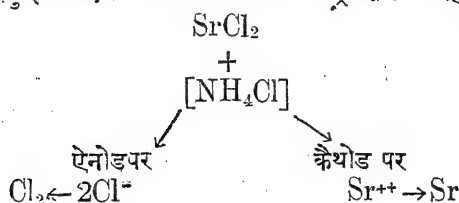
$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ लवण भी बहुत विलेय है। इसका समावस्थी बिन्दु (eutectic point) भी बहुत नीचे है। अतः १.४४ भाग मणिभीय क्लोराइड और १ भाग बर्फ का मिश्रण— 54° तक का नीचा तापक्रम दे सकता है।

स्ट्रोंशियम, Sr

[Strontium]

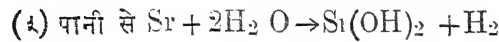
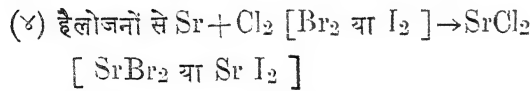
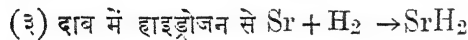
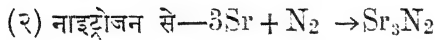
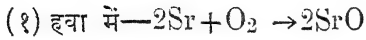
सन् १८०८ में सर हम्फ्री डेवी ने सबसे पहले स्ट्रोंशियम धातु तैयार की। स्ट्रोंशियम कार्बोनेट से तो लोग पहले भी परिचित थे। इस धातु के मुख्य खनिज सेलेस्टाइन, (celestine) SrSO_4 , और स्ट्रोंशियेनाइट, (strontianite) SrCO_3 , हैं। सेलेस्टाइन की थोड़ी सी मात्रा हमारे देश में भी पायी जाती है।

स्ट्रोंशियम धातु बनाने की भी लगभग वही विधियाँ हैं जो कैल्सियम की। बुन्सन ने स्ट्रोंशियम क्लोराइड और अमोनियम क्लोराइड के मिश्रण को गलाया, और इसका विद्युत् विच्छेदन किया। कैथोड पर स्ट्रोंशियम धातु मिली—



गुडविन (Goodwin) की विधि में लोहे के बने पात्र में स्ट्रोंशियम क्लोराइड गलाया गया, और यह लोहा ही कैथोड था। ऐनोड कार्बन का था।

स्ट्रॉंशियम कम घनत्व की श्वेत धातु है जिसका रंग चाँदी जैसा होता है, यह घनवर्धनीय और तन्य है। रासायनिक गुणों में यह कैल्सियम से मिलती जुलती है, और कैल्सियम की अपेक्षा अधिक क्रियाशील है। निम्न प्रतिक्रियायें उल्लेखनीय हैं—

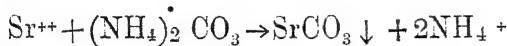


स्ट्रॉंशियम का परमाणुभार भी कैल्सियम में परमाणुभार के समान निकाला गया है। यह ८७.६३ है। स्ट्रॉंशियम के समस्थानिक ८६ और ८८ भी ज्ञात हैं।

स्ट्रॉंशियम आयन के सामान्य गुण—(१) स्ट्रॉंशियम के विलेय लवण पानी में स्ट्रॉंशियम आयन, Sr^{++} , देते हैं—



स्ट्रॉंशियम के कार्बोनेट और सल्फेट बहुत ही कम विलेय हैं। स्ट्रॉंशियम कार्बोनेट का विलेयता गुणनफल, $[\text{Sr}^{++}][\text{CO}_3^{--}] = 1.6 \times 10^{-9}$, और सल्फेट का, $[\text{Sr}^{++}][\text{SO}_4^{--}] = 2.5 \times 10^{-9}$ है। स्ट्रॉंशियम लवणों के विलयन में अमोनिया और अमोनियम कार्बोनेट छोड़ने पर स्ट्रॉंशियम कार्बोनेट का अवक्षेप आता है—



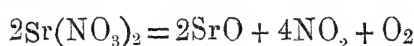
कार्बोनेट का यह अवक्षेप ऐसीटिक एसिड और अन्य अम्लों में विलेय है। स्ट्रॉंशियम लवणों के विलयन में अमोनियम सल्फेट के साथ जो अवक्षेप आता है वह किसी अम्ल में विलेय नहीं है।



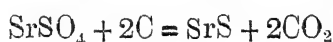
कैल्सियम सल्फेट से स्ट्रॉंशियम सल्फेट इस बात में भिन्न है। कैल्सियम क्रोमेट की अपेक्षा स्ट्रॉंशियम क्रोमेट भी कम विलेय है।

स्ट्रोंशियम के लवण बुन्सन ज्वाला को चटक किरमिज़ी रंग (crimson) देते हैं। इनके स्पेक्ट्रम में लाल, नारंगी और नीली रेखायें मिलती हैं।

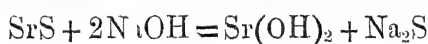
स्ट्रोंशियम ऑक्साइड, SrO —स्ट्रोंशियम कार्बोनेट को तपा कर स्ट्रोंशियम ऑक्साइड उसी तरह बन सकता है जैसे कैल्सियम कार्बोनेट से कैल्सियम ऑक्साइड, पर विभाजन का तापक्रम स्ट्रोंशियम के लिये सापेक्षतः ऊँचा है। अच्छा तो यह होगा कि स्ट्रोंशियम नाइट्रेट को गरम करके ऑक्साइड बनाया जाय—



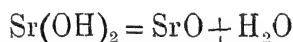
व्यापारिक मात्रा में यह ऑक्साइड सेलेस्टाइन, SrSO_4 , से बनाते हैं। इसे कार्बन के साथ गरम करने पर स्ट्रोंशियम सल्फाइड बनता है—



स्ट्रोंशियम सल्फाइड पर फिर कास्टिक सोडा की प्रतिक्रिया करते हैं—



पानी से इस मिश्रण को धो कर सोडियम सल्फाइड तो दूर कर देते हैं, और जो हाइड्रॉक्साइड बच रहता है, उसे तपा कर ऑक्साइड में परिणत कर लेते हैं—



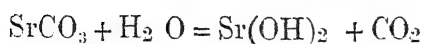
स्ट्रोंशियम का यह ऑक्साइड अपने गुणों में कैल्सियम ऑक्साइड (दाहक चूना) के समान है। इसे स्ट्रोंशिया भी कहते हैं। पानी से बुझाने पर गरमी निकलती है और हाइड्रॉक्साइड बनता है—



सीरा से शक्कर प्राप्त करने में इस हाइड्रॉक्साइड का उपयोग किया जाता है।

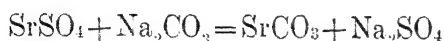
स्ट्रोंशियम परौक्साइड, SrO_2 —स्ट्रोंशियम हाइड्रॉक्साइड और हाइड्रोजन परौक्साइड के योग से कैल्सियम परौक्साइड के समान यह भी बनता है।

स्ट्रोंशियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ —यह स्ट्रोंशिया और पानी के योग से तो बनता ही है, इसे स्ट्रोंशियम कार्बोनेट और भाप के योग से भी ($400-600^\circ$ पर) तैयार कर सकते हैं—



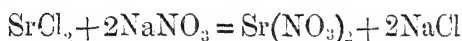
बूझे चूने की अपेक्षा यह हाइड्रॉक्साइड पानी में अधिक विलेय है। १०० ग्राम पानी में २०° पर ०.८१ ग्राम, और १००° पर २.२७ ग्राम। अतः इसके क्षारीय गुण चूने के पानी की अपेक्षा अधिक प्रबल हैं।

स्ट्रोंशियम कार्बोनेट, SrCO₃—यह स्ट्रोंशियेनाइट (strotianite) के रूप में पाया जाता है जो एरेगोनाइट का समरूपी है। सेलेस्टाइन को सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर यह बनता है—



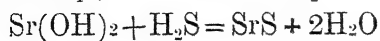
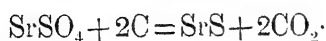
प्रयोगशाला में भी हमें अविलेय स्ट्रोंशियम सल्फेट को कार्बोनेट में (जो अम्लों में विलेय है) इसी प्रकार परिणत करते हैं। गलित मिश्रण में पानी मिलाने पर सोडियम सल्फेट तो घुल जाता है, और कार्बोनेट रह जाता है। स्ट्रोंशियम कार्बोनेट गुणों में कैल्शियम कार्बोनेट के समान है। पर यदि इसे तपा करके विभाजित करना हो ($\text{SrCO}_3 \rightarrow \text{SrO} + \text{CO}_2$) तो तापक्रम १२००° से ऊँचा ही चाहिये।

स्ट्रोंशियम नाइट्रेट, Sr(NO₃)₂—यह यों तो किसी भी सामान्य विधि से बनाया जा सकता है जैसे आक्साइड या कार्बोनेट पर नाइट्रिक एसिड के योग से, पर व्यापार में यह स्ट्रोंशियम क्लोराइड के सान्द्र विलयन में सोडियम नाइट्रेट का विलयन मिला कर बनाते हैं—



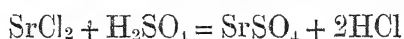
सान्द्र विलयन में से स्ट्रोंशियम नाइट्रेट के मणिभ, $\text{Sr(NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ पृथक् हो आते हैं। यह पदार्थ पानी में बहुत विलेय है, २०° पर १०० ग्राम पानी में ६८ ग्राम। फुलझुड़ी और आतिशबाज़ी में लाल रंग की ज्वालाओं और चिनगारियों के लिये इसका बहुत उपयोग होता है। इसके नाइट्रेट का जो ऑक्सीजन है वह इस कला में बड़ा सहायक होता है।

स्ट्रोंशियम सल्फाइड, SrS—यह स्ट्रोंशियम सल्फेट को कार्बन द्वारा अपचित करके अथवा स्ट्रोंशियम हाइड्रॉक्साइड और हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से बनाया जा सकता है—

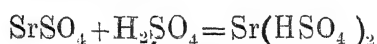


कैलसियम सल्फाइड के समान यह भी विस्फुरक है ।

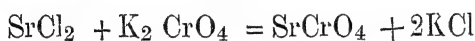
स्ट्रोंशियम सल्फेट, SrSO_4 —प्रकृति में यह सेलेस्टाइन के रूप में पाया जाता है । स्ट्रोंशियम लवण के विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड डालने पर स्ट्रोंशियम सल्फेट का खेदार अवक्षेप आसानी से आ जाता है—



यह पानी में बहुत कम ही विलेय है (18° पर ०.०१ प्रतिशत के लगभग) । कैलसियम सल्फेट के तो हाइड्रेट भी मिलते हैं, पर इसके नहीं । यह अमोनियम सल्फेट के विलयन में भी नहीं घुलता । इस बात में यह कैलसियम सल्फेट से भिन्न है । पर यदि गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में स्ट्रोंशियम सल्फेट घोल कर ठंडा किया जाय तो स्ट्रोंशियम एसिड सल्फेट, $\text{Sr}(\text{HSO}_4)_2$, मिलेगा—



स्ट्रोंशियम क्रोमेट, SrCrO_4 —यह मणिभीय पीला पदार्थ है जो पानी में कम ही विलेय है । 15° पर ८३२ भाग पानी में एक भाग), पर यह ऐसीटिक एसिड में घुल जाता है । इस बात में यह बेरियम क्रोमेट से भिन्न है । स्ट्रोंशियम क्लोराइड के शिथिल विलयन में पोटैशियम क्रोमेट का विलयन डालने पर यह बनता है ।



स्ट्रोंशियम फ्लोराइड, SrF_2 —यह कैलसियम फ्लोराइड के समान ही अविलेय श्वेत पदार्थ है ।

स्ट्रोंशियम क्लोराइड, SrCl_2 —यह स्ट्रोंशियम कार्बोनेट पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से बनाया जा सकता है । यह कैलसियम क्लोराइड के समान ही षष्ठ-हाइड्रेट, $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ बनाता है । यह पानी में उसी तरह विलेय भी बहुत है (18° पर १०० ग्राम पानी में ५० ग्राम निर्जल क्लोराइड घुलता है) । पर कैलसियम क्लोराइड की अपेक्षा यह कम जल-ग्राही है ।

परिमापन (Estimation)—स्ट्रोंशियम का परिमापन स्ट्रोंशियम सल्फेट अवक्षिप्त करके करते हैं । विलेयता कम करने के लिये थोड़ा सा एल-कोहल भी मिला देते हैं ।

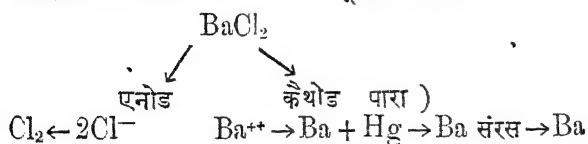
बेरियम, Ba

[Barium]

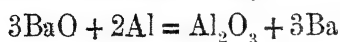
बहुत दिन हुए बोलोग्ना के एक चर्मकार कैसिओरोलस (Casciorolus) ने बेरियम सल्फाइड में फॉस्फोरस की सी चमक देखी। उस समय से बेरियम लवणों की ओर लोगों का ध्यान गया। सन् १७७४ में शीले (Scheele) ने बेरियम और कैल्सियम लवणों के अन्तर को समझा। बेराइटीज़ (barytes) के नाम पर बेरियम शब्द पड़ा है। बेराइटीज़ बेरियम सल्फेट का इसलिये नाम था, कि यह खनिज काफी भारी था (बेरीस=भारी), सन् १८०८ में डेवी ने बेरियम संरस (एमलगम)। तैयार किया, पर शुद्ध बेरियम तो १९०१ में गुण्टज़ (Guntz) ने तैयार किया।

बेरियम का सबसे प्रसिद्ध खनिज बेराइटीज़ या 'हेवी स्फ़ार' (heavy spar) है, यह बेरियम सल्फेट है। एक दूसरा खनिज विदेराइट (witherite) बेरियम कार्बोनेट है। प्सिलोमेलैन (psilomelane) नामक खनिज बेरियम मैंगेनाइट है।

धातुकर्म—बेरियम का ऑक्सीजन के प्रति इतना स्नेह है कि शुद्ध रूप में इस धातु को प्राप्त करना बड़ा कठिन काम हो गया है। डेवी ने बेरियम क्लोराइड को गला कर उसका विद्युत् विच्छेदन किया। कैथोड पारे का लिया गया था। विद्युत् विच्छेदन से जो धातु बनी, वह पारे के साथ संरस (amalgam) बन गयी। इस संरस को सुखा लिया गया और फिर पारा स्वतंत्र करके बेरियम धातु प्राप्त की। इस विधि में विशेष कठिनाई इस बात की है कि संरस में से पानी पूर्णतः सुखा लेना आवश्यक होता है। दूसरी बात यह भी है कि ऊँचे तापक्रम पर भी बेरियम में से पारा पूर्णतः अलग नहीं होता।

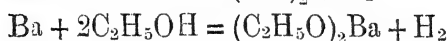
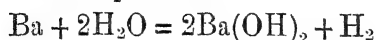
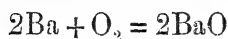


१२००° तापक्रम पर बेरियम ऑक्साइड को ऐल्यूमीनियम चूर्ण द्वारा अपचित करके भी बेरियम पा सकते हैं—



गुण—यह काफी नरम सफ़ेद धातु है जिसका द्रवणांक ८५०° और कथनांक १५०° के ऊपर है। यह कैल्सियम और स्ट्रोंशियम की अपेक्षा

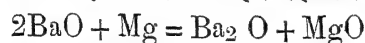
अधिक क्रियाशील है। इसके चूर्ण को हवा में छोड़ दें, तो यह जल उठता है। यह जल के योग से बेरियम हाइड्रॉक्साइड और हाइड्रोजन देता है। यह एल्कोहल के साथ बेरियम एथॉक्साइड देता है। कैल्सियम से इस बात में भिन्न है। यह सीसे के समान घनवर्धनीय है।



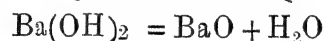
परमाणुभार—कैल्सियम के समान ही इसका परमाणुभार निकाला गया। यह १३७.३७ आता है।

ऑक्साइड—बेरियम के तीन ऑक्साइड पाये जाते हैं—(१) बेरियम सबॉक्साइड, Ba_2O ; बेरियम ऑक्साइड, BaO , और बेरियम परॉक्साइड BaO_2 ।

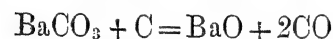
बेरियम सबॉक्साइड, Ba_2O —बेरियम ऑक्साइड की मेगनीशियम के साथ गरम करके यह बनाया गया है। यह काला-सा पदार्थ है—



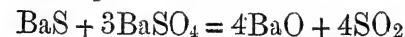
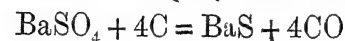
बेरियम ऑक्साइड, BaO —बेरियम ऑक्साइड या बेरियम नाइट्रेट को गरम करके यह बनाया जा सकता है—



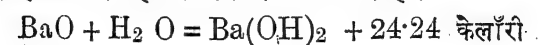
बेरियम कार्बोनेट को अकेले गरम करके तो बेरियम ऑक्साइड नहीं बनता पर यदि कार्बन के साथ गरम करें तो आसानी से बन सकता है—



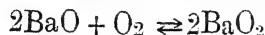
विजली की भट्टी के तापक्रम पर बेरियम सल्फेट का कार्बन से अपचयन हो जाता है। इस तरह जो बेरियम सल्फाइड बनता है, वह फिर बेरियम सल्फेट से प्रतिक्रिया करता है। इस प्रकार बेरियम ऑक्साइड बन जाता है—



बेरियम ऑक्साइड सफेद चूर्ण है जो ऊँचे तापक्रम पर ही गलता है। यह द्रवणांक चूने के द्रवणांक से कम है। पानी के संसर्ग से यह इतनी गरमी देता है कि गरम होकर स्वयं चमक उठता है।



यह अच्छा शोषक है। पिरिडिन आदि कार्बनिक भस्मों को निर्जल करने के काम में आता है। कार्बन द्विऑक्साइड का भी शोषण करता है। हवा में गरम किये जाने पर यह बेरियम परौक्साइड देता है—

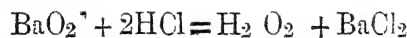


बेरियम परौक्साइड, BaO_2 — 400° के ऊपर बेरियम ऑक्साइड और ऑक्सीजन में निम्न प्रतिक्रिया होती है—



यदि तापक्रम और बढ़ाया जाय, तो प्रतिक्रिया का उत्क्रमण हो जाता है, और परौक्साइड विभाजित होकर ऑक्सीजन और बेरियम ऑक्साइड देता है। यदि दाब भी अधिक कर दिया जाय तो भी परौक्साइड का विभाजन होने लगता है। इस प्रतिक्रिया का उपयोग ऑक्सीजन बनाने में (त्रिन की विधि) किया जाता है।

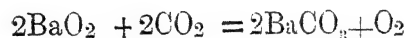
बेरियम परौक्साइड सफेद अविलेय चूर्ण है। जल के साथ यह अष्ट-हाइड्रेट, $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ बनाता है। अम्लों के संपर्क से ठंडे में हाइड्रोजन परौक्साइड देता है—



पर गरम करने पर ऑक्सीजन निकलता है—

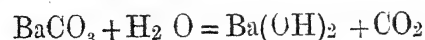


यह कार्बन द्विऑक्साइड के योग से बेरियम कार्बोनेट और ऑक्सीजन देता है—

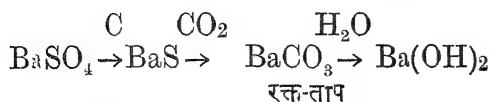


इस परौक्साइड का उपयोग हाइड्रोजन परौक्साइड बनाने में होता है।

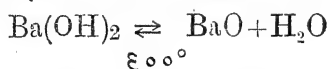
बेरियम हाइड्रॉक्साइड, Ba(OH)_2 — यह बेरियम ऑक्साइड और पानी के योग से बनता है जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है। बेरियम कार्बोनेट को भाप के प्रवाह में रक्त-तप्त तापक्रम पर गरम करके यह व्यापारिक मात्रा में तैयार किया जाता है—



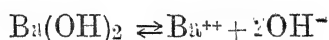
इस काम के लिए चाहें तो विदेराइट का प्राकृतिक कार्बोनेट लें अथवा बेरियम सल्फेट और कार्बन के योग से बेरियम सल्फाइड और फिर कार्बन द्विऑक्साइड के योग से कार्बोनेट बना लें—



बेरियम हाइड्रॉक्साइड निर्जल अवस्था में श्वेत चूर्ण है, पर इसका मणिभीय अष्ट हाइड्रेट, $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, भी मिलता है। यह हाइड्रेट गरम करने पर पहले तो पिघलता है और फिर पानी दे डालता है। निर्जल यौगिक 325° पर गलता है और 600° के निकट विभाजित होने लगता है, पर $600-1000^\circ$ के नीचे विभाजन की गति धीमी ही है।

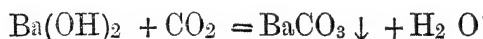


बेरियम हाइड्रॉक्साइड पानी में कैल्सियम और स्ट्रोंशियम हाइड्रॉक्साइड की अपेक्षा अधिक विलेय है। घुल कर बेरीटा (baryta) विलयन मिलता है। इससे अम्लों का अनुमापन (titration) किया जा सकता है। 15° पर १०० ग्राम पानी में ३.२३ ग्राम और 100° पर १०१ ग्राम निर्जल बेरियम हाइड्रॉक्साइड, Ba(OH)_2 , विलेय है। विलयन में हाइड्रॉक्सिल आयनों काफ़ी होती हैं—



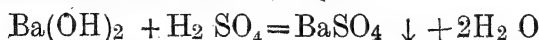
नार्मल विलयन के लिये $15.9.75$ ग्राम प्रति लीटर $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ चाहिये।

बेरियम हाइड्रॉक्साइड के विलयन की उपयोगिता अनुमापन में यह है कि यह कार्बन डिऑक्साइड से सदा मुक्त रहता है। जो कुछ कार्बन डिऑक्साइड शोषित हुआ, वह अविलेय बेरियम कार्बोनेट बन कर पृथक् हो गया—



यह विशेषता अन्य क्षारीय विलयनों में जैसे कार्बिक सोडा, या अमोनिया के, नहीं है। बेराइटा विलयन से अनुमापन करने के लिये विशेष ब्यूरेट काम में आते हैं।

बेराइटा का उपयोग सल्फ्यूरिक एसिड दूर करने में भी किया जाता है क्योंकि यह अविलेय बेरियम सल्फेट देता है—



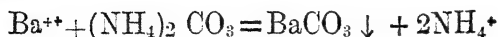
बेरियम आयन के सामान्य गुण—बेरियम लवण पानी में घुल कर निम्न प्रकार नीरंग बेरियम आयन देते हैं—



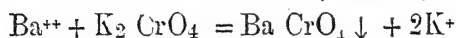
बेरियम आयनों सल्फेट आयनों के साथ बेरियम सल्फेट का सफेद अवक्षेप देती हैं—



बेरियम आयनों अमोनियम कार्बोनेट के साथ बेरियम कार्बोनेट का अवक्षेप देंगी—



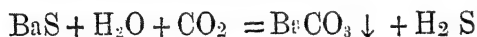
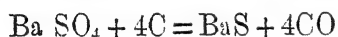
यह अवक्षेप पानी और अमोनिया के विलयन में अविलेय पर ऐसीटिक एसिड में घुल जाता है। इस विलयन में फिर पोटैशियम क्रोमेट का विलयन छोड़ा जाय तो बेरियम क्रोमेट का पीला अवक्षेप आता है—



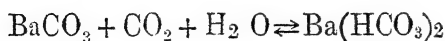
सोडियम फॉस्फेट के साथ भी अमोनिया के विलयन में बेरियम के विलेय लवण बेरियम फॉस्फेट का अवक्षेप देते हैं, पर यह अवक्षेप ऐसीटिक एसिड में विलेय है।

सभी बेरियम लवण बुन्सन ज्वाला को हरा रंग देते हैं।

बेरियम कार्बोनेट, BaCO_3 —यह बेरियम क्लोराइड के विलयन में सोडियम या अमोनियम कार्बोनेट का विलयन मिला कर बनाया जा सकता है। व्यापारिक मात्रा में बनाना हो तो बेरियम सल्फेट को कार्बन से अपचित्र (reduce) करना चाहिये और इस प्रकार जो बेरियम सल्फाइड बने उस पर कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित करना चाहिये—

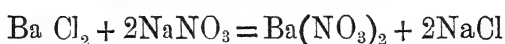


यह कैल्सियम कार्बोनेट के समान श्वेत चूर्ण है। पर उसकी तरह साधारण तापक्रम पर तपा कर विभाजित नहीं किया जा सकता। विभाजन के लिये 1200° से अधिक तापक्रम चाहिये। यह पानी में अविलेय है और कार्बन द्विऑक्साइड के आधिक्य में भी घुल कर अधिक बाइकार्बोनेट नहीं देता—



यह प्रबल विष है। चूहों को मारने के लिये आटे में मिला कर इसकी गोलिएँ धोखे से खिलायी जाती हैं।

बेरियम नाइट्रेट, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ —यह सोडियम नाइट्रेट और बेरियम क्लोराइड के विलयनों के विनिमय से बनाया जा सकता है—



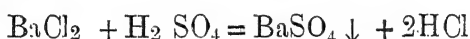
बेरियम नाइट्रेट अन्य नाइट्रेटों की अपेक्षा कम विलेय है, 15° पर १०० ग्राम पानी में ७.७ ग्राम और 100° पर २५ ग्राम ही। बेरियम नाइट्रेट की अपेक्षा बेरियम नाइट्राइट अधिक विलेय है (15° पर १०० ग्राम पानी में ७८ ग्राम, और 100° पर ४६१ ग्राम)।

बेरियम सल्फाइड, BaS —जैसा कहा जा चुका है, यह बेरियम सल्फेट को कोयले के साथ गरम करके बनाया जाता है—



अन्य धातुओं के लवणों की सूक्ष्म उपस्थिति में यह स्फुरण देता है। स्फुरण की दीप्ति का रंग नारंगी होता है।

बेरियम सल्फेट, BaSO_4 —प्रकृति में जो बेराइटीज़ या “हेवी स्पर” मिलता है वह बेरियम सल्फेट है। बेरियम के विलेय लवणों में सल्फ्यूरिक एसिड मिलने पर इसका सफ़ेद अवक्षेप आता है—



इस अविलेय पदार्थ को सुखा कर और तौल कर बेरियम लवणों का परिमार्पण किया जा सकता है। यदि अवक्षेपण ठंडे सान्द्र विलयनों में किया जायगा तो बेरियम सल्फेट के इतने सूक्ष्म कण बनेंगे जो छाना कागज़ से छान कर अलग नहीं किये जा सकते। बेरियम थायोसायनेट और मैंगनस सल्फेट के संतृप्त विलयनों को मिलाने पर श्लिष्ट अर्थात् जिलेटिनस बेरियम सल्फेट का अवक्षेप आता है—



यह जिलेटिनस अवक्षेप थोड़ी देर में फिर अपारदर्शक चूर्ण हो जाता है।

बेरियम सल्फेट पानी में बहुत कम विलेय है। इसका विलेयता गुणनफल $[\text{Ba}^{++}] [\text{SO}_4^{--}] = 1.2 \times 10^{-10}$ है।

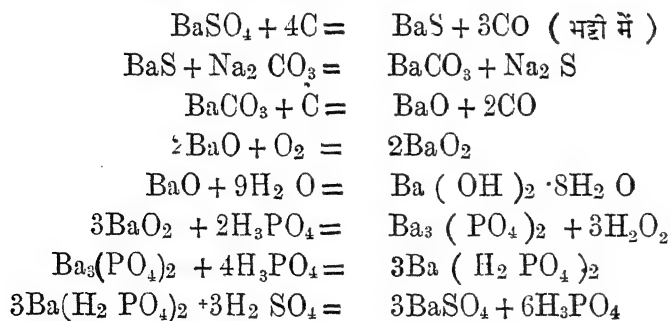
भारतवर्ष में बेराइटीज़ खनिज बहुत पाया जाता है। मद्रास के करनूल प्रान्त से १९१८-३१ के बीच में २४,५०० टन की खोदाई हुई। अलवर में भी पाया जाता है। प्रति वर्ष भारत में ८००० टन खनिज की आवश्यकता

पड़ती है, जिसमें से लगभग ३००० टन बाहर से आता है। इसका मुख्य उपयोग एनेमल पेंटों में है। चमड़ा, रंग, रबर, आतिशबाज़ी आदि अनेक व्यवसायों में भी इसका उपयोग किया जाता है।

बेरियम सल्फेट का व्यवसाय में उपयोग (बेराइटीज़ व्यापार)—
पीछे दी गयी प्रतिक्रियाओं से स्पष्ट हो गया होगा कि बेरियम सल्फेट से ही हम बेरियम के अन्य लवण तैयार करते हैं। प्रकृति में जो बेरियम सल्फेट (बेराइटीज़) पाया जाता है, उसमें कोयला मिला कर घूर्ण भट्टी में तपाते हैं, इस प्रकार बेरियम सल्फाइड बना। यह कंकड़ के रूप में होता है। इसे पानी में अच्छी तरह खलभलाते हैं, और फिर सोडा-राख डाल कर बेरियम कार्बोनेट अवक्षिप्त कर लेते हैं। इस बेरियम कार्बोनेट से अनेक बेरियम यौगिक बनाये जाते हैं। छुने हुये विलयन को सान्द्र करने पर सोडियम सल्फाइड के रवे, $\text{Na}_2 \text{S} \cdot 9\text{H}_2 \text{O}$ (३०-३३% $\text{Na}_2 \text{S}$) मिलते हैं, इनके निर्जलीकरण से ६०% सोडियम सल्फाइड, $\text{Na}_2 \text{S}$, के पत्र मिलते हैं।

जैसा पहले कहा जा चुका है, बेरियम कार्बोनेट को अकेले तपा कर ऑक्साइड में परिणत नहीं कर सकते हैं। इसमें कोयला मिला कर तब तपाते हैं। ऐसा करने से बेरियम ऑक्साइड मिलता है जो शुद्ध हवा में 540° तक गरम किये जाने पर परीक्साइड में परिणत हो जाता है। इससे हाइड्रोजन परीक्साइड बना सकते हैं। ऐसा करने के लिये फॉस्फोरिक एसिड का योग किया जाता है। बेरियम फॉस्फेट अवक्षिप्त हो जाता है।

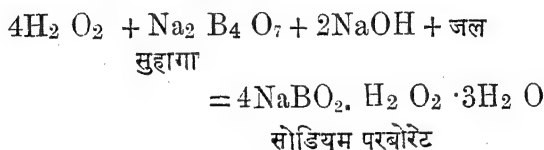
प्रतिक्रियाओं का सारांश इस प्रकार है—



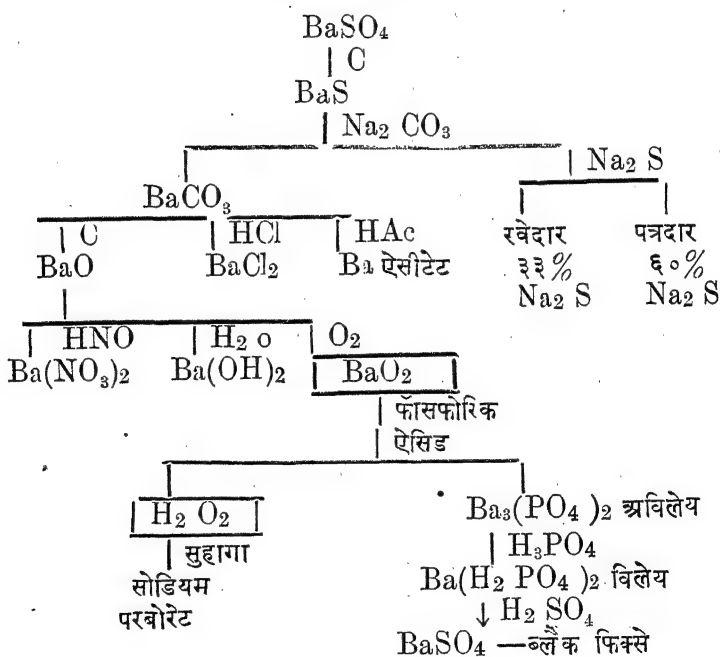
व्लैक फिक्से

यह अन्त में जो बेरियम ऐसिड फॉस्फेट और सल्फ्यूरिक ऐसिड के योग से महीन बेरियम सल्फेट बना उसे ब्लैंक फिक्से (Blanc fixe) कहते हैं। इसका उपयोग वर्णक (pigment) के व्यवसाय में होता है।

जो हाइड्रोजन परॉक्साइड प्राप्त होता है, वह सुहागे के क्षारीय विलयन के साथ सोडियम परबोरेट देता है जिसमें १०% प्राप्य ऑक्सीजन होता है। दाँत के दवाखानों में कीटाणुनाश के लिये इसका विशेष उपयोग होता है।



बेराइटीज़



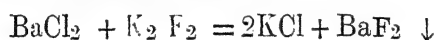
लिथोपोन—यदि निम्न प्रतिक्रिया द्वारा जिंक सल्फाइड और बेरियम सल्फेट दोनों एक साथ अवक्षिप्त हों तो जो वर्णक (pigment) प्राप्त होता है उसे “लिथोपोन” (Lithopone) कहते हैं—



यह लिथोपोन दो अवक्षिप्त पदार्थों का मिश्रण है। यह विषैला नहीं है। इस कारण “सफेदा” (white lead) के स्थान पर इसका उपयोग किया जा सकता है। “सफेदे” से सीसा धातु का विष कभी कभी नुकसान पहुँचा सकता है।

सन् १८८० में और (Orr) ने यह देखा था कि ऊपर की प्रतिक्रिया से जो मिश्रण बनता है, उसमें वैसी अवस्था में तो सामान पर चिपक कर बैठने का गुण नहीं है, पर इस मिश्रण को यदि तपा लिया जाय, और निस्तप्त भाग को पीस कर पानी के साथ लेई-सा कर लिया जाय, और फिर सुखा लिया जाय तो अच्छा वर्णक तैयार होता है। यह वर्णक चमकीले श्वेत रंग का है, और रंगों के साथ स्थायी है। अकेला धूप में रखने पर काला पड़ जाता है। यह सस्ता भी है और विषैला भी नहीं, इसलिये इसका बहुत उपयोग किया जाता है।

बेरियम फ्लोराइड, BaF_2 —यह बेरियम क्लोराइड और पोटैसियम फ्लोराइड के योग से अवक्षिप्त होता है—

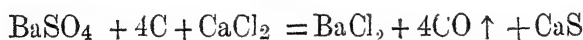


यह भी कैल्सियम फ्लोराइड के समान पानी में कम विलेय है।

बेरियम क्लोराइड, $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —यह बेरियम के लवणों में सबसे अधिक प्रसिद्ध है। बेरियम कार्बोनेट (या हाइड्रॉक्साइड) और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से बनाया जाता है—



बेरियम सल्फेट, कोयला और कैल्सियम क्लोराइड तीनों का मिश्रण भी जोरों से तपा कर क्लोराइड बना सकते हैं—



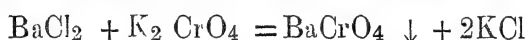
मिश्रण में पानी मिलाते हैं। छान लेने पर छने भाग में कुछ चूना डालते हैं। यदि कैल्सियम सल्फाइड का कुछ अंश बेरियम क्लोराइड के साथ घुल कर चला आया होगा तो वह अविलेय ऑक्सिड-सल्फाइड, $\text{CaO} \cdot \text{CaS}$, बन कर अवक्षिप्त हो जायगा।

निर्जल होने पर बेरियम क्लोराइड श्वेत पदार्थ है, पर मणिभीकरण पर

पारदर्शक नीरंग मणिभ देता है जिनमें पानी के २ अणु हैं। यह जलग्राही नहीं है, इस बात में यह कैल्सियम और स्ट्रोंशियम क्लोराइडों से भिन्न है।

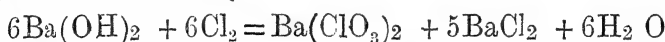
१०० ग्राम पानी में २०° पर यह (निर्जल) ३५.७ ग्राम विलेय है, और १००° पर ५८.८ ग्राम। हाइड्रोक्लोरिक एसिड की उपस्थिति में यह विलेयता और कम हो जाती है, इसीलिये बेरियम क्लोराइड के विलयन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड (सान्द्र) डालने पर मणिभीय अवक्षेप आ जाता है, जो पानी डालने पर फिर धुल जाता है।

बेरियम क्रोमेट, BaCrO_4 — बेरियम लवण के विलयन में पोटैसियम क्रोमेट का विलयन डालने पर बेरियम क्रोमेट का पीला अवक्षेप आता है—



यह अवक्षेप एसिटिक एसिड में भी नहीं घुलता। इस प्रकार यह स्ट्रोंशियम और कैल्सियम क्रोमेटों से भिन्न है।

बेरियम क्लोरेट, $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ — यह क्लोरीन और बेरियम हाइड्रॉक्साइड के योग से ८०° पर बनता है—



विलयन के मणिभीकरण करने पर बेरियम क्लोराइड पहले दूर हो जाता है। यह क्लोरिक एसिड और हरे रंग की आतशबाजी बनाने के काम आता है।

रेडियम, Ra

[Radium]

हेनरी बेक्वरेल (Becquerel) ने सन् १८९६ में यूरेनियम लवणों में स्कन्दनकारिता (radioactivity) देखी। यदि फोटोग्राफी के प्लेट को काले कागज़ से भलीभाँति ढंक कर यूरेनियम लवणों के पास रक्खा जाय तो भी प्लेट के रजत लवणों का अपचयन हो जाता है। यह गुण यूरेनियम धातु में और उसके सभी लवणों में एक समान था। बेक्वरेल ने यह भी देखा कि यूरेनियम लवण विद्युत्-दर्शक का विसर्ग (discharge) कर देते हैं। विसर्ग की गति के आधार पर स्कन्दनकारिता (या रेडियमधर्मत्व) का मापन किया जा सकता है।

यूरेनियम सदा पिचब्लेंड खनिज से निकाला जाता था, और इसका शेष भाग फेंक दिया जाता था। इससे ही बड़े अध्यवसाय के अनन्तर

श्रीमान् और श्रीमती क्यूरी (Curie) ने सन् १८९६ में दो नये तत्त्व प्राप्त किये । एक का नाम रेडियम और दूसरे का पोलोनियम रक्खा गया । बाद को डेब्रीर्ने (Debierne) ने इस यूरेनियम के कचरे में से एक तीसरे तत्त्व की खोज की जिसे ऐक्टिनियम कहते हैं ।

यूरेनियम खनिज की स्कन्दनकारिता त्यों त्यों बढ़ती देखी गयी ज्यों-ज्यों इसके शोधन से बेरियम लवण की सान्द्रता बढ़ायी जाने लगी । १ टन यूरे



चित्र ६८—मेडेम क्यूरी

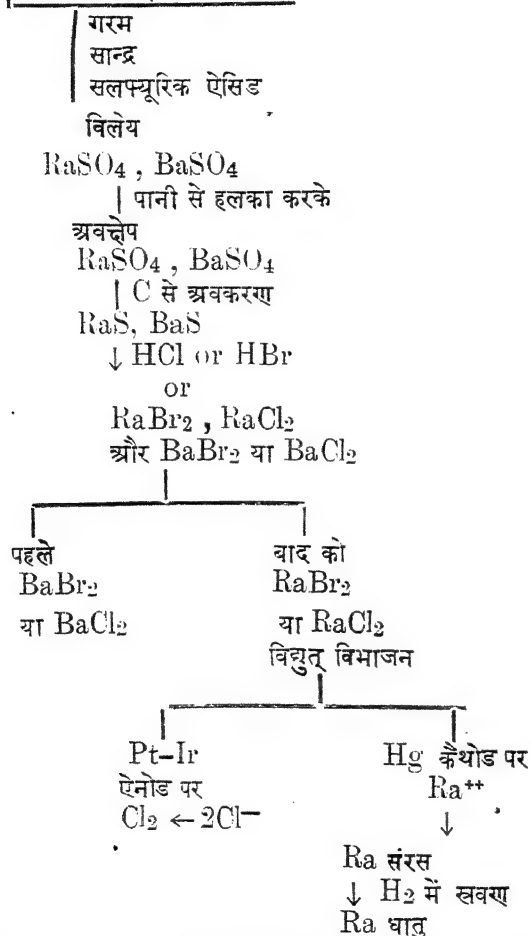
नियम के कचरे से १०-२० किलोग्राम ऐसा सल्फेट प्राप्त किया गया जिसकी स्कन्दनकारिता मूल स्कन्दनकारिता की ६० गुनी थी। क्यूरियों ने सल्फेटों को क्लोराइडों में परिवर्तित किया और फिर इनका आंशिक मणिभीकरण किया। अन्त में जो न्यूनतम विलेय भाग रहा उसमें से १ ग्राम से कम ही कुछ ऐसा लवण (रेडियम क्लोराइड) बनाया गया जिसकी स्कन्दनकारिता यूरेनियम से लाखों गुनी अधिक थी। एक टन पिच ब्लेंड में से ०.३७ ग्राम रेडियम, ०.००००४ ग्राम पोलोनियम और कुछ ऐक्टिनियम मिला।

खनिज—रेडियम प्रकृति में अति सूक्ष्मांशों में बहुत विस्तृत है। बोहीमिया के पिच ब्लेंड से तो यह पहले पहल बनाया ही गया था। अमरीका के कार्नोटोटाइट (carnotite) में जो कोलोरेडो में मिला, रेडियम की अच्छी मात्रा पायी गयी। बेल्जियम कांगो में भी पिच ब्लेंड का अच्छा भण्डार पाया गया। उत्तर पश्चिमी केनाडा की ग्रेट-बेयर झील के तट पर भी सन् १९३० से इसका पता चला।

अधिकांश रेडियम खनिज यूरेनियम के यौगिक हैं। पिच ब्लेंड तो यूरेनिल यूरेनेट, U_3O_8 या $(UO_2)(UO_3)_2$ है। कार्नोटोटाइट पोटेसियम यूरेनिल वैनेडेट, $K_2O \cdot 2UO_3 \cdot V_2O_5 \cdot H_2O$, है। रेडियम खनिज की पहिचान विद्युत् दर्शक के विसर्ग की गति से अथवा फोटोग्राफिक प्लेट पर किसी भारी धातु की छाया (जैसे चाभी या पैसे की छाया) देख कर की जाती है।

धातु निष्कर्षण—१ ग्राम रेडियम प्राप्त करने के लिये २०० टन खनिज से आरंभ करना पड़ता है। इतनी मात्रा से काम करना कितना कठिन है, और वह भी १ ग्राम पदार्थ प्राप्त करने के लिये, इसका अनुमान साधारण बात नहीं। सम्पूर्ण निष्कर्षण विधि का सारांश इस प्रकार है—(१) पिसे कुटे खनिज को पानी के साथ तर किया जाता है। (२) अनावश्यक खनिज को अलग किया जाता है, (३) फिर बेरियम-रेडियम सल्फेटों के अवक्षेपों का मिश्रण प्राप्त करते हैं, (४) इन अविलेय सल्फेटों को विलेय लवणों में (क्लोराइड या ब्रोमाइड में) परिणत करते हैं। (५) अन्त में इन हैलाइडों का आंशिक मणिभीकरण (fractional crystallisation) करते हैं। कार्नोटोटाइट खनिज से रेडियम प्राप्त करने का रूपरेखा नीचे दी जाती है—

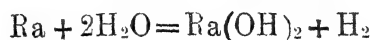
कार्नाटाइट
पोटैसियम यूरेनिल वैनेडेट



रेडियम धातु पाना—रेडियम लवण से रेडियम धातु प्राप्त करना केवल ऐतिहासिक महत्व की बात है। श्रीमती क्यूरी और डेबीर्ने ने सन् १९१० में रेडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से इसे प्राप्त किया। ऐनोड (धनद्वार) प्लैटिनम-इरीडियम का लिया, और कैथोड पर जो रेडियम आया, वह पारे से संयुक्त होकर संरस बन गया। इस संरस को हाइड्रोजन के

वातावरण में संचित किया गया, जब तक कि पारा सब उड़ न गया। इस प्रकार बड़ी कुशलता से श्रीमती क्यूरी और इसके सहयोगियों ने रेडियम धातु प्राप्त की।

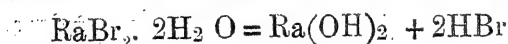
गुण—रेडियम श्वेत धातु है जिसका घनत्व ५ है। इसका द्रवणांक पहले क्यूरी ने 700° समझा था, पर बाद को 860° पाया गया। इसका कथनांक बेरियम की भाँति 1180° ही है। यह बड़ी क्रियाशील धातु है। हवा में रखने पर ऊपर सतह पर नाइट्राइड बन जाने के कारण यह धातु शीघ्र काली पड़ जाती है। यह कागज़ को सुलसा देती है, और पानी से शीघ्र प्रतिक्रिया करके हाइड्रॉक्साइड देती है—



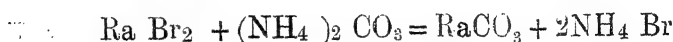
यह धातु हाइड्रोक्लोरिक एसिड में भी शीघ्र घुलती है।

यौगिक—रेडियम के मुख्य यौगिक क्लोराइड RaCl_2 ; ब्रोमाइड, RaBr_2 ; आयोडाइड, RaI_2 ; नाइट्रेट, $\text{Ra}(\text{NO}_3)_2$; कार्बोनेट, RaCO_3 और सल्फेट, RaSO_4 हैं। ये बेरियम के यौगिकों से मिलते-जुलते हैं। रेडियम क्लोराइड के रवे $\text{RaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ तो बेरियम क्लोराइड के मणिभों, $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, के समरूपी हैं। शुद्ध रूप में ये नीरंग होते हैं, पर बेरियम लवण से मिले रहने पर इनका रंग पीला या गुलाबी भी हो सकता है।

रेडियम ब्रोमाइड, $\text{RaBr}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, हवा में रख छोड़ने पर विभाजित हो जाता है और हाइड्रॉक्साइड, $\text{Ra}(\text{OH})_2$, देता है।



रेडियम के विलेय लवण अमोनियम कार्बोनेट के योग से रेडियम कार्बोनेट का अवक्षेप देते हैं—



रेडियम सल्फेट, RaSO_4 , बेरियम सल्फेट से भी कम विलेय है, पर मिश्रित विलयनों में से दोनों का अवक्षेप एक साथ ही आता है।

रेडियम कार्बोनेट और नाइट्रिक एसिड के योग से रेडियम नाइट्रेट बनता है।



रेडियम परमाणु का विभाजन—रेडियमधर्मा तत्त्व, जैसे रेडियम, यूरेनियम, थोरियम आदि सदा विभाजित होते रहते हैं। इनसे तीन प्रकार की किरणें निकला करती हैं—(१) ऐलफा किरण, (२) बीटा किरण, और गामा किरण। ऐलफा किरणें द्वाविष्ट हीलियम परमाणु He^4_2 , हैं, और बीटा किरणें एलेक्ट्रॉन हैं, तथा गामा किरण अत्यन्त प्रवेशशील रश्मियाँ हैं। रेडियम परमाणु के केन्द्र का विभाजन निम्न प्रकार होता रहता है—

तत्त्व	परमाणु संख्या	परमाणु भार	अर्धजीवन काल
Ra	८८	२२६	१६६० वर्ष
↓ ऐ०			
Rn	८६	२२२	३.८३ दिन
↓ ऐ०			
RaA	८४	२१८	३ मिनट
↓ ऐ०			
RaB	८२	२१४	२६.८ मिनट
↓ बी०, गामा०			
RaC	८३	२१४	१६.५ मिनट
↓ ऐ०, बी०, गामा०			
RaC'	८१	२१०	१.४ मिनट
↓ बी०			
RaC''	८४	२१४	3×10^{-5} सैकंड
↓ ऐ०			
RaD	८२	२१०	१६.५ वर्ष
↓ बी०			
RaE	८३	२१०	५ दिन
↓ बी०			
RaF	८४	२१०	१४० दिन
↓ ऐ०			
RaG	८२	२०६.०१६	स्थायी

(सीसा-स्थायी)

प्रश्न

१. मेगनीशियम किन बातों में एक ओर तो कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम के समान है, और दूसरी ओर यशद, कैडमियम और पारे के ? विवेचनापूर्वक लिखो। (लण्डन, बी० एस-सी०)

२. प्रकृति में कैल्सियम के कौन से लवण पाये जाते हैं ? कैल्सियम धातु कैसे तैयार की जाती है ? ब्लिचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण), प्लास्टर ऑफ़ पेरिस, कैल्सियम सायनेमाइड और सीमेंट कैसे तैयार करते हैं, और व्यापार में इनके क्या उपयोग हैं ? (बम्बई, बी० ए०)

३. बेरियम सल्फेट से बेरियम क्लोराइड, बेरियम परॉक्साइड, और बेरियम फॉस्फेट कैसे बनाओगे ?

४. द्वारीय पार्थिव तत्वों और रेडियम के यौगिकों के भौतिक और रासायनिक गुणों की तुलना करो। इन चारों को एक ही समूह में क्यों रखा जाता है ? (पंजाब, १९३२)

५. द्वितीय समूह के क और ख-उपसमूहों के तत्वों की तुलना करो, और आवर्त संविभाग में उनका क्या स्थान है, इसकी विवेचना करो। (प्रयाग, १९४२)

६. डोलोमाइट से मेगनीशिया कैसे तैयार करोगे ? मेगनीशियम और बेरीलियम के गुणों की तुलना करो।

७. बेरीलियम धातु के मुख्य लवणों का उल्लेख करो।

८. निम्न पर सूक्ष्म टिप्पणियाँ लिखो—लिथोपोन, प्लास्टर ऑफ़ पेरिस, बुक्का चूना, कैल्सियम कार्बाइड, सायनेमाइड, कैल्सियम सुपरफॉस्फेट।

९. रेडियम को पिच ब्लैंड में से कैसे पृथक् किया गया ? रेडियम और बेरियम के यौगिकों की तुलना करो।

अध्याय १२

द्वितीय समूह के तत्त्व (२)

यशद, कैडमियम और पारा

जैसा कि पहले अध्याय में कहा जा चुका है, द्वितीय समूह में मेगनीशियम के बाद से दो शाखायें आरम्भ होती हैं। पहली शाखा में कैल्शियम, स्ट्रॉन्शियम और बेरियम हैं, और दूसरी शाखा में यशद (जस्ता), कैडमियम और पारा। इस दूसरी शाखा को उपसमूह-ख कहते हैं। यह उपसमूह उसी प्रकार का है, जिस प्रकार का प्रथम समूह में ताँवे, चाँदी और सोने का था।

आवर्त संविभाग में ताँवे के बाद यशद का, चाँदी के बाद कैडमियम का और सोने के बाद पारे का क्रम है। अतः स्वभावतः जिस प्रकार के गुणों का परिवर्तन ताँवे से लेकर सोने तक प्रथम समूह में होता है, उसी प्रकार यशद से लेकर पारे तक भी। तीसरे समूह में इसी प्रकार के तत्त्व गैलियम और इंडियम हैं, पर उनका विस्तृत उल्लेख यहाँ नहीं किया जा सकता।

धातुओं के भौतिक गुण—जस्ता, कैडमियम और पारे के भौतिक गुण नीचे दिये जाते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणुभार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	आपेक्षिक ताप
३०	यशद	Zn	६५.३७	७.१	४१८°	६१८°	०.०६३
४८	कैडमियम	Cd	११२.४१	८.६४	३२१°	७७८°	०.०५५
८०	पारा	Hg	२००.०६	१३.४४	-३८°	३५६.७°	—

इस सारणी से यह स्पष्ट है कि जैसे-जैसे परमाणुभार बढ़ता जाता है तत्त्वों का घनत्व भी बढ़ता जाता है, पर द्रवणांक और कथनांक क्रमशः कम होते जाते हैं। आपेक्षिक ताप भी घटता जाता है।

परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—भिन्न-भिन्न कक्षों में ऋणाणु इन तत्त्वों के परमाणुओं में किन स्थिति में हैं, यह नीचे दिया जाता है—

यशद—Zn (३०)—१ s^२. २ s^२. २ p^६. ३ s^२. ३ p^६. ३ d^{१०}. ४ s^२

कैडमियम—Cd (४८)—१ s^२. २ s^२. २ p^६. ३ s^२. ३ p^६. ३ d^{१०}. ४ s^२. ४ p^६. ४ d^{१०}. ५ s^२

पारा—Hg (८०)—१ s^२. २ s^२. २ p^६. ३ s^२. ३ p^६. ३ d^{१०}. ४ s^२.

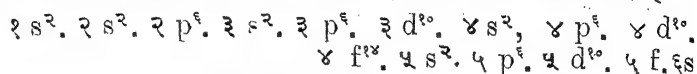
४ p^६. ४ d^{१०}. ४ f^{१४}. ५ s^२. ५ p^६. ५ d^{१०}. ६ s^२

लेखक ने अपनी इण्टरमीडियेट और हाई स्कूल की रसायन पुस्तकों में भी किया है, इसलिए विद्यार्थियों को असामंजस्य का कष्ट नहीं उठाना पड़ेगा। अंग्रेजी शब्दों के उच्चारण में इण्टरनेशनल बेक्टर शिक्षणरी के उच्चारण को आदर्श माना गया है, और नागरी अक्षरों में उस ध्वनि का निकटतम रूप व्यक्त करने का प्रयास किया गया है। यदि किसी अंग्रेजी शब्द के हिन्दी स्पेलिंग में संदेह हो तो इस कोष के उच्चारण की टाइट से स्पेलिंगों का स्थिरीकरण कर लेना चाहिए। यौगिकों के सूत्र और प्रतिक्रियाओं के समीकरण अंग्रेजी लिपि में व्यक्त किए गये हैं। सम्भवतः हमें कालान्तर में इस नीति का परित्याग कर देना पड़े, पर इस अन्तरिम काल में इसका अवलम्बन ही श्रेयस्कर है। आशा है कि विद्यार्थी और शिक्षक बगैरे इस ग्रन्थ से उचित सहायता प्राप्त कर सकेंगे और हिन्दी माध्यम द्वारा विश्वविद्यालयों की उच्चतम शिक्षा का जो देश-व्यापी प्रयास है, उसमें सब का हमें सहयोग प्राप्त होगा।

इस ग्रन्थ के प्रत्येक अध्याय के अन्त में परीक्षाओं के उपयोग के प्रश्न भी दे दिये गये हैं। यथाशक्य आवश्यक चित्र भी दिये हैं, जिनमें से अनेक चित्रों के तैयार करने में मुझे अपने अनुज श्री रविप्रकाश, एम० एस-सी०, से विशेष सहायता मिली है। आगे के संस्करणों में अनुभव के आधार पर सुधार भी किये जा सकेंगे। हिन्दी-भाषी प्रान्तों में सबसे अधिक विश्वविद्यालय हैं। प्रयाग, काशी, लखनऊ, अलीगढ़, आगरा, पटना, दिल्ली, उत्कल, बम्बई, सागर और राजपूताना के विश्वविद्यालय हिन्दी माध्यम द्वारा शिक्षण कार्य करने के लिए उत्सुक हैं, केवल उचित साहित्य का अभाव प्रगति में बाधक है। यह ग्रन्थ इस अभाव की पूर्ति का एक क्षुद्र प्रयास है।

सत्यप्रकाश

इस उपक्रम से यह स्पष्ट है कि बाह्यतम कक्ष पर तो s^2 स्थिति है, पर इस कक्ष से ठीक पहले के कक्ष पर $s^2 p^1 d^1$ की स्थिति है। बाह्यतम कक्ष की स्थिति s^2 यह बताती है कि इन तत्त्वों की संयोज्यता २ है। वस्तुतः जस्ता, कैडमियम और पारा (-इक) द्वि-संयोज्य ही हैं। पारे के कुछ यौगिकों में संयोज्यता १ भी है। उस समय इसका उपक्रम इस प्रकार का माना जाता है—



इस उपक्रम के आधार पर ही हम यह अच्छी तरह समझ सकते हैं कि इस उपसमूह के तत्त्व कैलसियम, स्ट्रॉंशियम, और बेरियम से कुछ बातों में समान होते हुए भी अन्य बातों में भिन्न क्यों हैं।

कैलसियम और यशद समूह—दोनों समूहों की तुलना निम्न प्रकार की जा सकती है—

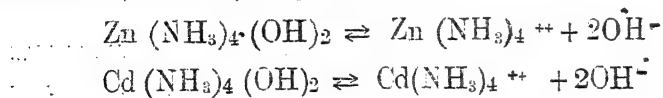
कैलसियम समूह Ca, Sr, Ba	यशद समूह Zn, Cd, Hg
समानतायें—	
१. संयोज्यता दो है।	संयोज्यता मरक्यूरस को छोड़ कर शेष यौगिकों में दो है।
२. कार्बोनेट अविलेय हैं।	कार्बोनेट अविलेय हैं।
३. कैलसियम क्लोराइड जलप्राही है।	ज़िंक क्लोराइड जलप्राही है।
४. फॉस्फेट अविलेय हैं।	फॉस्फेट अविलेय हैं।
५. परोक्साइड देते हैं।	परोक्साइड देते हैं, पर कम स्थायी।
भिन्नतायें	
१. अधिक प्रबल विद्युत् धनात्मक हैं।	विद्युत् धनात्मकता कम है।
२. अधिक क्रियाशील हैं, पानी और वायु के प्रति।	पानी और वायु के प्रति स्नेह कम है।
३. सल्फेट अधिकतर अविलेय है।	सल्फेट विलेय है।
४. सल्फाइड अम्लों या क्षारों में विलेय हैं।	यशद सल्फाइड अमोनिया में अविलेय और शेष दो के अम्लों में अविलेय हैं।
५. संकीर्ण यौगिक नहीं बनाते।	संकीर्ण यौगिक बहुत बनाते हैं।
६. हलकी और मृदु धातुयें हैं। धातुयें कठिनता से प्राप्त होती हैं। बेरियम और रेडियम तो बहुत कठिनता से।	भारी और कठोर धातुयें हैं। धातुयें आसानी से बनायी जा सकती हैं, और स्थायी हैं।

यशद (जस्ता) और कैडमियम—ये दोनों तत्त्व एक ही उपसमूह के हैं, और दोनों में बड़ी समानता है। जिंक ब्लेंड, ZnS , में दोनों ही तत्त्वों के सलफाइड पाये जाते हैं, यद्यपि अधिकांश इसमें यशद का ही होता है। ये दोनों धातुयें वाष्पशील हैं, और इसी लिये जब जारित खनिज को क्रोयले के साथ अपचित करते हैं, तो इन दोनों में से कैडमियम पहले उड़ता है क्योंकि यह यशद से अधिक वाष्पशील है, और फिर यशद।

ये दोनों धातुयें कई रूपों में पायी जाती हैं। मामूली यशद भंजनशील और मणिभोय है, पर यह १००° - १५०° के बीच में नरम पड़ जाता है, और तब यह पीट कर पत्र बनाया जा सकता है। कैडमियम साधारणतया नरम है, पर ८०° के निकट भंजनशील हो जाता है। कैडमियम के इन दो रूपों का संक्रमण-तापक्रम (transition temperature) ६४.६° है।

यशद और कैडमियम दोनों हवा में जलकर ऑक्साइड देते हैं। नम हवा में धीरे-धीरे ऑक्साइड बनाते हैं। पर गरम करने पर भी पानी का विभाजन नहीं करते (इस बात में मैगनीशियम से भिन्न हैं)। सभी हलके अम्लों से प्रतिक्रिया करते हैं; और नाइट्रिक एसिड को छोड़ कर सभी एसिडों से हाइड्रोजन देते हैं। जस्ता तो क्षारों से प्रतिक्रिया करके जिंकेट (zincate) देता है, पर कैडमियम क्षारों के साथ इस प्रकार का कोई यौगिक नहीं देता। इससे स्पष्ट है कि यशद की अपेक्षा कैडमियम अधिक भस्मजनक है।

कैडमियम और यशद दोनों के हाइड्रॉक्साइड अमोनिया में विलेय हैं, और घुलने पर निम्न संकीर्ण यौगिक बनते हैं—

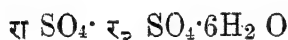


यशद सलफाइड और कैडमियम सलफाइड दोनों का उपयोग प्रयोग-रसायन में किया जाता है। कैडमियम सलफाइड क्षार और अम्लों के हलके विलयन में तो अविलेय हैं, पर तीव्र सान्द्र अम्लों में घुल जाता है। यशद सलफाइड हलके अथवा सान्द्र सभी अम्लों में विलेय पर अमोनिया क्षार में अविलेय है।

यशद और कैडमियम दोनों ही परौक्साइड, ZnO_2 , CdO_2 , बनाते हैं। ये परौक्साइड हाइड्रौक्साइड और हाइड्रोजन परौक्साइड के योग से बनते हैं। पर यह स्मरण रखना चाहिये कि ये परौक्साइड कैल्सियम समूह के परौक्साइडों से कम स्थायी हैं।

यशद (ज़िंक) हैलाइड और कैडमियम हैलाइड में भी समानता है, दोनों एक ही प्रकार बनाये जा सकते हैं—धातु और हैलोजन के योग से, या ऐसिडों और ऑक्साइड अथवा कार्बोनेटों की प्रतिक्रिया से। ये हैलाइड सापेक्षतः कम तापक्रमों पर ही गल जाते हैं, और बिना विभाजन की आशंका के उवाले भी जा सकते हैं। दोनों क्लोराइड क्षार तत्त्वों के क्लोराइडों के साथ द्विगुण लवण भी बनाते हैं— $\text{ZnCl}_2 \cdot 2\text{NH}_4\text{Cl}$, और $\text{CdCl}_2 \cdot 2\text{NH}_4\text{Cl}$ । ये दोनों क्लोराइड अमोनिया से युक्त हो जाते हैं— $\text{ZnCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ और $\text{CdCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ । हाइड्रौक्सिलेमिन के योग से निम्न द्विगुण यौगिक बनते हैं— $\text{ZnCl}_2 \cdot 2\text{NH}_2\text{OH}$ और $\text{CdCl}_2 \cdot 2\text{NH}_2\text{OH}$ ।

यशद (ज़िंक) सल्फेट और कैडमियम सल्फेट के हाइड्रेटों में थोड़ासा अन्तर है। साधारणतया यशद सल्फेट के मणिम $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ हैं, पर कैडमियम सल्फेट के रवे $3\text{CdSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ अथवा $\text{CdSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ हैं। पर नीचे के तापक्रमों पर $\text{CdSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ हाइड्रेट भी पाया गया है। दोनों सल्फेट इस प्रकार के द्विगुण लवण भी बनाते हैं—



इनमें रा = Zn, या Cd, और र = K, NH_4 , Pb, Cs, Tl आदि।

यशद और कैडमियम के द्विगुण सल्फेट समरूपी (isomorphous) हैं। दोनों के सल्फेट अमोनिया के साथ $\text{ZnSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$ और $\text{CdSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$ यौगिक देते हैं।

ताँबे और यशद की तुलना—यह कहा जा चुका है कि ताँबे के बाद ही आवर्त्त संविभाग में यशद (जस्ता) है। दोनों की तुलना निम्न प्रकार है—

ताँबा	यशद
१. उपयोगी धातु है।	उपयोगी धातु है।
२. मिश्रधातु बनती है।	परस्पर मिश्रधातु बनाते हैं।
३. ताँबा अधिक घनवर्धनीय है।	भंजनशील है, पर 100° - 150° पर घनवर्धनीय है।
४. कम विद्युत् धनात्मक है।	अधिक विद्युत् धनात्मक है।
५. इक यौगिक अधिक स्थायी है। -अस यौगिक भी देता है।	-अस यौगिक नहीं होते।
६. सल्फाइड अम्ल में नहीं घुलता।	सल्फाइड अम्ल में विलेय है।
७. सल्फेट $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ।	सल्फेट $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ । फेरस सल्फेट के समान है।
८. अमोनिया के साथ संकीर्ण यौगिक।	अमोनिया के साथ संकीर्ण यौगिक।
९. द्विगुण लवण नहीं देता (क्षारीय सल्फेटों के साथ)।	द्विगुण लवण देता है।
१०. क्षारों के साथ विलेय हाइड्रस ऑक्साइड।	क्षारों के आधिक्य से जिकेट देता है।

ताम्र समूह और यशद समूह—यशद (ज़िंक) समूह की स्थिति ताम्र समूह और गैलियम समूह के बीच की है—

पहला समूह	दूसरा समूह	तीसरा समूह
Cu २६	Zn ३०	Ga ३१
Ag ४७	Cd ४८	In ४९
Au ७९	Hg ८०	Tl ८१

ताम्रसमूह के तत्त्वों की संयोज्यतायें कई हैं। क्यूप्रस-क्यूप्रिक में १ और २ और औरस और औरिक में १ और ३, चाँदी की १ है। पर यशद समूह के तत्त्वों की संयोज्यतायें विशेष रूप से दो हैं—कैडमस यौगिक जैसे $\text{Cd}_2(\text{OH})_2$ कम पाये जाते हैं। मरक्यूरस यौगिक अवश्य स्थायी हैं जिनमें पारे की संयोज्यता १ है।

पहले समूह के ये तत्त्व राजसी धातु हैं, पर यशद समूह के तत्त्व साधारण श्रेणी के धातु हैं, यद्यपि पारे में जस्ता और कैडमियम की अपेक्षा अधिक स्थायित्व है। वस्तुतः जो संबंध सोने और ताँबे का है वही पारे और जस्ते का।

ताँबे और जस्ते दोनों समूह के तत्त्व संकीर्ण यौगिक बनाते हैं। दोनों समूह के अन्य यौगिकों में भी समानतायें हैं।

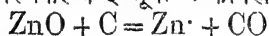
जस्ता, यशद या जिंक Zn

[Zinc]

यशद हमारे देश की एक चिरपरिचित धातु है। पीतल बनाने में इसका उपयोग बहुत पुराने समय से चला आ रहा है। इसका देशी नाम जस्ता भी है। जस्ते का इतना अधिक प्रचार होते हुये भी हमारे देश में इसकी खानें बहुत ही कम हैं। अधिकतर जस्ते के अयस्क (ore) बर्मा से आते हैं। बर्मा में जस्ता, चाँदी और सीसे की मिश्रित खानें हैं। “जिंक कन्सेण्ट्रेट” अर्थात् ऐसा खनिज जिसमें जस्ते की सान्द्रता बढ़ा दी गयी हो सन् १९३२ में ४४४८४ टन बर्मा से मिलीं।

यशद के मुख्य अयस्क ये हैं—(१) जिंक ब्लेण्ड (Zinc blende), ZnS , यह सलफाइड है। (२) कैलेमाइन (Calamine), $ZnCO_3$, यह कार्बोनेट है। (३) फ्रैंक्लिनाइट (Franklinite), यह लोहे, ज ते और मैंगनीज़ का मिश्रित ऑक्साइड है। (४) जिंकाइट (Zincite), ZnO , यह ऑक्साइड है।

यदि जिंक ब्लेण्ड अयस्क का उपयोग करना हो तो पहले इसका जारण करते हैं, और फिर बन्द मूषा में कोयले के साथ गरम करते हैं।

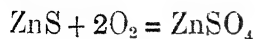


धातुकर्म—आजकल यशद के अयस्क से धातु प्राप्त करने की दो विधियाँ हैं। एक तो वेलजियन विधि और दूसरी सिलीसियन विधि। धातु प्राप्त करने की विधियों के निम्न अंग मुख्य हैं—

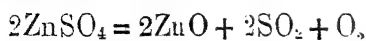
(क) सबसे पहले अयस्क का मूलशोधन करते हैं। ऐसा करने से शिलाओं के अनावश्यक टुकड़े अलग हो जाते हैं।

(ख) अयस्क को फिर पीसते हैं। पुनः उत्प्लावन विधि (flotation process) द्वारा (विशेषतया यदि अयस्क जिंक ब्लेण्ड हो) इसका सान्द्रिकरण करते हैं।

(ग) इसके बाद अयस्क का जारण करते हैं—सलफाइड से पहले सलफेट बनता है—

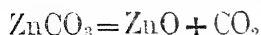


यह सलफेट तप्त होने पर यशद ऑक्साइड में परिणत हो जाता है—

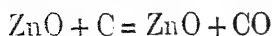


यशद का ऑक्साइड बनना आवश्यक है क्योंकि यशद सलफाइड का अपचयन नहीं किया जा सकता।

यदि क्लेमाइन अयस्क लिया है तो जारण न करके निस्तापन करते हैं। ऐसा करने से कार्बोनेट का ऑक्साइड बन जाता है—



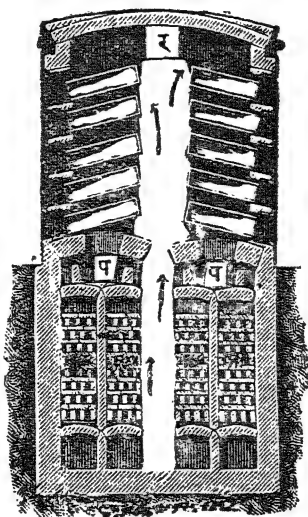
(घ) यशद के ऑक्साइड में फिर कार्बन मिलाते हैं (एन्थ्रोसाइट या कोक-रज इत्यादि), और फिर भभकों में गरम करते हैं।



यदि अयस्क में कैडमियम मिला हो, तो यह भी धातु में साथ-साथ परिणत हो जाता है।

(ङ) गरम करके तपाने पर पहले तो उड़ कर कैडमियम धातु आती है, और बाद को जरता। ठंडा करके यह धातु जमा कर ली जाती है।

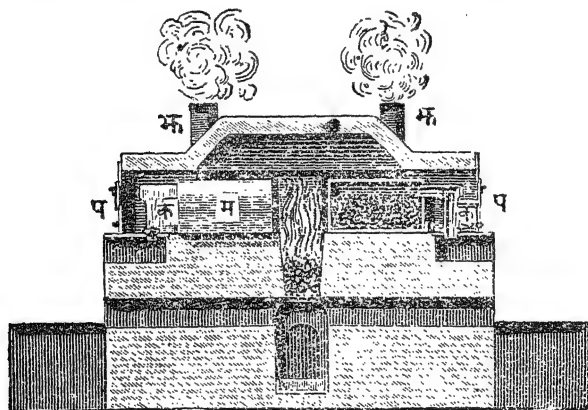
बेलजियन विधि—इस विधि में अग्निजित् दुर्द्राव्य मिट्टी के बने गोल या अंडेनुमा भभके काम में आते हैं जो एक सिरे पर बन्द और दूसरे पर खुले रहते हैं (चित्र '...')। गरम करने के लिये या तो कोयले की या गैस की भट्टियाँ काम आती हैं। प्रत्येक भभके में ४० पौंड मिश्रण भरा जाता है (२ भाग अयस्क और १ भाग कोयला)। तापक्रम बढ़ाते हैं। जो कार्बन एक्साइड



चित्र ६६—बेलजियन भट्टी

अपचयन द्वारा उत्पन्न होता है, जलने पर नीली ज्वाला देता है, जिसे देख कर पता लगता रहता है कि अयस्क की क्या स्थिति है। थोड़ी देर बाद जब भूरी वाष्पें निकलने लगें तो समझना चाहिये कि कैडमियम (जो अयस्क में बहुधा जस्ते के साथ मिला रहता है) उड़ कर आ रहा है। थोड़ी देर बाद जस्ता भी उड़ कर आने लगता है, इसे लोहे के विद्रावकों (condenser) में ठंडा कर लेते हैं। भभके की सूँड की दीवारों पर जो जस्ता जम जाता है, उसे खरौं च लेते हैं। भट्टे में फिर और अयस्क और कोयले का मिश्रण डाल देते हैं। इस प्रकार बिना ठंडा किये ही भट्टे लगातार बहुत समय तक चल सकते हैं।

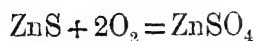
सिलीसियन विधि—इस विधि में क्षेपण भट्टी का प्रयोग किया जाता



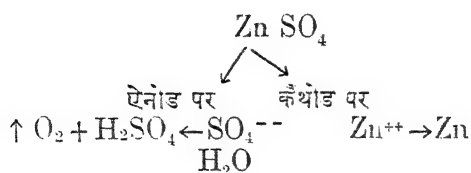
चित्र ७०—सिलीसियन भट्टी

है। इस भट्टी के फर्श पर D आकार के अनेक भभके एक कतार में धरे होते हैं। इनमें कोयला और जारित अयस्क का मिश्रण भरा होता है, इस भट्टे में भी अपचयन उसी भाँति होता है जैसे बेलजियन विधि में। मिट्टी के नलों में होकर धातुओं की वाष्पें बाहर आती हैं, और विशेष बने हुये विद्रावकों में उन्हें ठंडा कर लिया जाता है।

विद्युत् विच्छेदन द्वारा—जिन स्थलों पर बिजली सस्ती पड़ती है, वहाँ जस्ता विद्युत् विच्छेदन द्वारा तैयार किया जा सकता है। सलफाइड अयस्क का सावधानी पूर्वक जारण करते हैं, जिससे यह यशद सलफेट बन जाय।



इसे फिर पानी के साथ खलभलाते हैं, जिससे सल्फेट पानी में घुल जाय। इस विलयन में से लोहे, कैडमियम, सीसा और ताँबे की अशुद्धियाँ उसी प्रकार अलग कर देते हैं, जैसे कि प्रयोग-रसायन के गुणात्मक परीक्षण में। अब इस यशद सल्फेट का विद्युत् विच्छेदन किया जाता है। इस प्रकार प्राप्त जस्ता अन्य विधियों द्वारा प्राप्त धातु की अपेक्षा अधिक शुद्ध होता है।



धातु के गुण—यह नीलक श्वेत धातु है, जो हवा में पड़ी रहने पर धूसर वर्ण की हो जाती है। अपनी ठोसी अवस्था में यह अत्यन्त रवेदार प्रतीत होती है, और भुरभुरी भंजनशील है। यह 100° - 150° के बीच में नरम पड़ जाती है, और फिर 300° के ऊपर ऐसी भुरभुरी हो जाती है, कि ठोंकने पर बिलकुल चूरा बन जाती है। 100° - 150° के बीच में ही इसके तार खींचे जा सकते हैं। इस तापक्रम पर इसकी चादरें भी ढाली जा सकती हैं, और ये चादरें ठंडी पड़ने पर भी अपनी दृढ़ता कायम रखती हैं। इन चादरों से छतें पाटी जा सकती हैं।

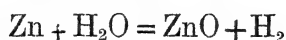
जस्ते का द्रवणांक 420° और कथनांक 630° है। मामूली वर्नर के तापक्रम पर यह काफी वाष्पशील है। इसका घनत्व घटता बढ़ता रहता है, यह धातु के इतिहास पर निर्भर है। आनुमानिक घनत्व 7.0 है। यह गरमी और ताप की अच्छी चालक है।

1000° से ऊपर गरम किये जाने पर जस्ता हवा में जल उठता है। इस प्रकार जस्ते के ऑक्साइड का धुआँ बनता है। जस्ता का ऑक्साइड रूई की गठन का भी बनाया जा सकता है जिसे पहले पोम्फोलिक्स (दार्शनिकों की रूई) कहते थे।

जस्ता क्लोरीन से प्रतिकृत होकर यशद क्लोराइड, ZnCl_2 , और गन्धक से प्रतिकृत होकर यशद-सल्फाइड, ZnS , देता है।

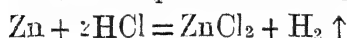
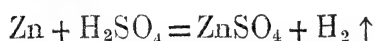
यदि सर्वथा शुद्ध जस्ता लिया जाय, तो गरम पानी पर इसकी प्रतिक्रिया

नहीं होती। पर बाज़ारू अशुद्ध जस्ता उबलते पानी को धीरे धीरे विभाजित करता है। ठंडे पानी का जस्ते पर कोई असर नहीं होता, जस्ता रक्त तप्त होने पर भाप का विभाजन निम्न प्रकार करता है—



हवा में रक्खा-रक्खा जस्ता कुछ धूसर वर्ण का हो जाता है क्योंकि इसके पृष्ठ पर ऑक्साइड की हलकी तह जम जाती है। यह तह शेष जस्ते की रक्षा करती है।

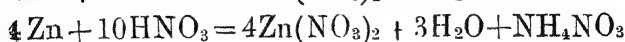
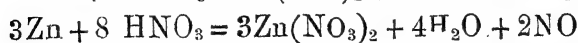
बाजारू जस्ते पर हलके अम्लों की अच्छी प्रतिक्रिया होती है, और हाइड्रोजन निकलता है—



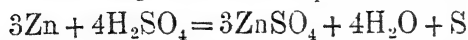
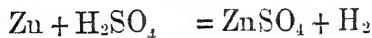
पर अति शुद्ध जस्ते पर एसिडों का प्रभाव बहुत धीरे धीरे होता है। ऐसा कहा जाता है कि हाइड्रोजन की एक पतली तह धातु पर जमा हो जाती है, और फिर उसके संरक्षण से धातु एसिड की प्रतिक्रिया से बच जाती है। अशुद्ध जस्ते में जो अशुद्धियाँ होती हैं, वे बहुधा उन धातुओं की होती हैं जो जस्ते की अपेक्षा विद्युत् ऋणात्मक हैं। जैसे विद्युत् घट में ताम्र प्लेट पर हाइड्रोजन निकलता है, उसी प्रकार इन अशुद्धियों द्वारा प्रदत्त केन्द्रों पर हाइड्रोजन निकलने लगता है।

उपचायक अर्थात् ऑक्सीकारक पदार्थों की विद्यमानता में शुद्ध जस्ता भी एसिडों में घुल जाता है। इससे भी उस धारणा की पुष्टि होती है, क्योंकि ये उपचायक पदार्थ धातु के पृष्ठ के हाइड्रोजन-स्तर का उपचयन कर देते हैं।

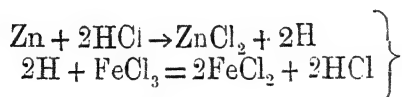
नाइट्रिक एसिड के साथ जस्ता कई पदार्थ देता है। यशद नाइट्रेट तो बनता ही है, पर यदि एसिड सान्द्र हुआ तो नाइट्रोजन परीक्साइड गैस निकलती है, यदि कुछ हलका हुआ तो नाइट्रिक ऑक्साइड गैस निकलेगी। यदि नाइट्रिक एसिड का अधिक हलका विलयन लिया जाय तो कोई गैस नहीं निकलती, और अमोनियम नाइट्रेट बनता है—



हलके गन्धक के तेजाब और जस्ते के योग से तो हाइड्रोजन बनता है, पर गरम तीव्र ऐसिड से हाइड्रोजन सल्फाइड, गन्धक और गन्धक द्वि ऑक्साइड तीनों स्थिति के अनुसार बन सकते हैं।



जस्ता और हलके ऐसिड के संयोग से जो नवजात हाइड्रोजन निकलता है उससे अपचयन का काम लिया जा सकता है। यह नाइट्रेट को नाइट्राइट में, क्लोरेट को क्लोराइड में और फेरिक लवण को फेस में परिणत कर सकता है।



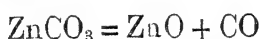
जस्ते द्वारा लोहे का गैलवेनीकरण (कलई करना)—जस्ते का विशेष उपयोग लोहे के पदार्थों पर कलई करना है। लोहे के बर्तनों पर जस्ते की यदि कलई चढ़ जाय, तो लोहा जंग खाने से बचा रहेगा। यही नहीं, यदि किसी थोड़े से स्थल पर कलई उखड़ भी जाय, तो उस स्थल के लोहे पर भी जंग नहीं लगता। बात यह है कि जस्ते और लोहे दोनों के योग से गैलवेनिक सैल बनती है। इसमें जस्ता अधिक विद्युत् धनात्मक है, अतः यही अकेला घुलेगा। इस प्रकार जब तक सब जस्ते की कलई न उखड़ जाय, लोहा जंग खाने से बचा रहेगा।

जिस बर्तन पर कलई चढ़ानी हो उस पर पहले खटाई चढ़ाते हैं। इस विधि को पिकलिंग (pickling) कहते हैं। यह हलके नमक के तेजाब से की जाती है। ऐसा करने से लोहे पर का जंग का परत उचड़ जाता है। अब बर्तन को अच्छी तरह धो डालते हैं। जस्ते को अलग गलाते हैं; गले हुए द्रव के ऊपर नौसादर (NH_4Cl) छोड़ देते हैं जो द्रावक (flux) का काम करता है। अब बर्तन को गले हुये जस्ते में डुबो कर निकाल लेते हैं। ऐसा होने पर लोहे पर जस्ता चढ़ जाता है। तारों पर भी जस्ते की कलई इसी प्रकार चढ़ायी जा सकती है।

परमाणुभार—ड्रूलोन और पेटी के नियम के अनुसार, और यशद

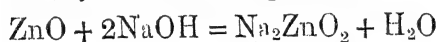
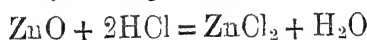
क्लोराइड, यशद ऐथिल आदि के वाष्प घनत्व के आधार पर जस्ते का परमाणुभार ६३ के लगभग निकलता है। जस्ते की नियत मात्रा चाँदी के लवण के विलयन में से कितनी चाँदी पृथक् करती है $[Zn + 2AgNO_3 \rightarrow 2Ag + Zn(NO_3)_2]$ इस प्रकार इसका रासायनिक तुल्यांक निकाला जा सकता है। इन प्रयोगों से जस्ते का परमाणुभार ६५.३८ निकलता है।

यशद ऑक्साइड (जिंक ऑक्साइड)—पुराने रोमन समय में जिस कैडमिया का उपयोग होता था, वह वस्तुतः अशुद्ध यशद ऑक्साइड ही था। जिंकाइट खनिज भी ऑक्साइड है। यह सामान्य विधियों से बनाया जा सकता है अर्थात् जस्ते को ऑक्सीजन में जला कर, या यशद कार्बोनेट को गरम करके—



यह रक्तताप पर कार्बन द्वारा अपचित होकर धातु देता है जैसा कि पहले कहा जा चुका है।

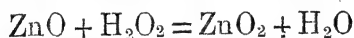
यह ऑक्साइड पानी में लगभग अविलेय है (१:२३६,०००)। पर यह क्षार और अम्ल दोनों में घुलता है—



क्षार के साथ विलेय जिंकेट, Na_2ZnO_2 , देता है।

इस ऑक्साइड का उपयोग सक्रिय पेंटों में (जिंक ब्लाइट) और दवा-खानों में (जिंक ऑइंटमेंट) होता है। पॉर्सिलेन के निर्माण में भी इसका प्रयोग होता है।

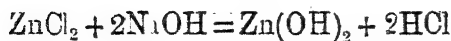
यशद पराक्साइड (जिंक पराक्साइड), ZnO_2 —यशद ऑक्साइड और हाइड्रोजन पराक्साइड के योग से यह बनता है—



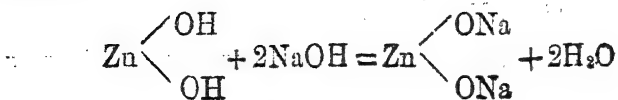
यह पीतक-श्वेत पदार्थ है। अम्लों के योग से हाइड्रोजन पराक्साइड देता है अतः इसका उपयोग कीटाणुनाश के लिये औषधालयों में होता है—



यशद हाइड्रॉक्साइड, $Zn(OH)_2$ —यह जस्ते के विलेय लवणों और क्षारीय विलयनों के योग से बनता है।

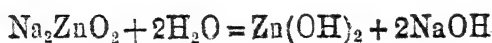


यह अवक्षेप अम्लों में भी घुलता है, और कार्बिक चारों के आधिक्य में भी—



इस प्रकार विच्छेद्य सोडियम ज़िंकेट, Na_2ZnO_2 , बना ।

ये ज़िंकेट पानी के प्रभाव से शीघ्र उद्विच्छेदित होते हैं । इस प्रकार यदि पानी मिला कर इन्हें उवाला जाय तो यशद हाइड्रॉक्साइड का सफ़ेद अवक्षेप आ जायगा—



यशद हाइड्रॉक्साइड और अमोनिया के योग से अमोनियम ज़िंकेट नहीं बनता, बल्कि यशद और अमोनियम का संकीर्ण आयन, $\text{Zn(NH}_3)_4^{++}$ बनता है । यह आयन क्यूप्रामोनियम आयन, $\text{Cu(NH}_3)_4^{++}$, से समान है ।

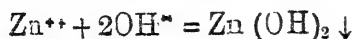
यशद आयन के सामान्य गुण—जस्ते के लवणों के विलयन निम्न प्रकार आयन देते हैं—



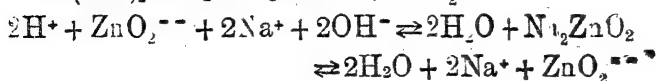
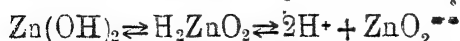
इन विलयनों में द्विसंयोज्य ज़िंक आयन (यशद आयन) होती है । इन लवणों के शिथिल विलयनों में यदि बिजली प्रवाहित की जाय तो विद्युत् विच्छेदन से जस्ता मिलेगा ।



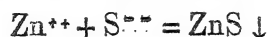
यशद लवणों के विलयन में चारों के विलयन छोड़ने पर यशद हाइड्रॉक्साइड का सफ़ेद अवक्षेप आवेगा—



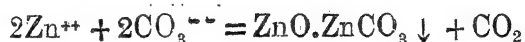
यह अवक्षेप चारों के आधिक्य पर घुल कर ज़िंकेट बनता है—



यशद लवणों के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर यशद सल्फाइड का श्वेत अवक्षेप आता है। यह अवक्षेप अम्लों में विलेय पर क्षारीय विलयनों में (जैसे अमोनिया-विलयन में) अविलेय है—



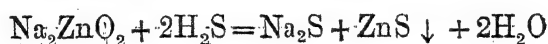
सोडियम कार्बोनेट के विलयन के साथ भास्मिक यशद कार्बोनेट का अवक्षेप आता है—



यशद सिलिकेट, Zn_2SiO_4 —यह विल्लेमाइट (willemite) अयस्क में पाया जाता है। यह पदार्थ इसनिये महत्व का है कि यह रेडियम धर्मा रश्मियों और रोजन रश्मियों के संसर्ग से प्रबल प्रतिदीप्ति (fluorescence) देता है। अतः यह प्रतिदीपक परदों के बनाने में काम आता है।

यशद नाइट्रेट, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —यह जस्ता और नाइट्रिक एसिड के योग से बनाया जा सकता है, अथवा यशद ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड से। यह बहुत विलेय है। इसमें पानी के ६ अणु होते हैं (कैल्शियम और स्ट्रोंशियम नाइट्रेटों में ४)।

यशद सल्फाइड, ZnS —यह प्रकृति में जिंक ब्लेंड के रूप में पाया जाता है। यह हाइड्रोजन सल्फाइड और यशद लवणों के क्षारीय विलयन से (अथवा ज़िंकेटों से) बनाया जा सकता है—

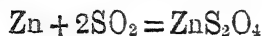


इसका उपयोग सफ़ेद वर्णकों (paints) में किया जाता है।

विस्फुरक जिंक सल्फाइड—शुद्ध यशद सल्फाइड विस्फुरक नहीं है, पर इसमें यदि ताँबे, चाँदी, विसमंथ, मैंगनीज़ आदि के लवणों के सूक्ष्म कण मिले हों तो यह प्रबल विस्फुरण प्रगट करता है। २० ग्राम शुद्ध जिंक अमोनियम सल्फेट ४०० c.c. पानी में घोलो। विलयन में ५ ग्राम सोडियम क्लोराइड और ०.२-०.५ ग्राम मैंगनीज़ क्लोराइड भी छोड़ दो। अब हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करो। जिंक सल्फाइड का जो अवक्षेप आवे उसे छान डालो, और बिना धोये सुखा लो। सूखे हुये पदार्थ को हाइड्रोजन सल्फाइड के प्रवाह में गरम करो। इस विधि से प्रबल विस्फुरण देने वाला जिंक सल्फाइड बन जायगा। यह साधारण प्रकाश ही नहीं बल्कि रोजन रश्मियों

और रेडियम की ऐलफा किरणों से भी विस्फुरण देता है। यह ०.००००००१ प्रतिशत रेडियम लवण से मिश्रित होने पर बराबर चमकता रहता है, और रात में चमकने वाली घड़ियों पर लगाया जाता है।

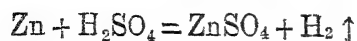
यशद हाइड्रोसलफाइट, ZnS_2O_4 —सलप्रयूरस ऐसिड के विलयन पर जस्ते की प्रतिक्रिया से बनाया जाता है—



यह हाइड्रोसलफाइट प्रबल अमचायक है, और रंगों के उड़ाने में काम आता है।

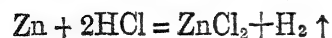
यशद सलफेट, सफेद तूतिया या सफेद कसीस, $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ —

जैसे तूतिया, और हराकसीस होता है, उसी प्रकार इसे भी समझना चाहिये। यह हलके गन्धक के तेजाब और जस्ते से बनाया जाता है।



इसके कई हाइड्रेट होते हैं, जिनमें सत हाइड्रेट अधिक प्रसिद्ध है। यह पानी में अच्छी तरह घिलेय है, 10° पर १०० ग्राम पानी में १३८ ग्राम। यह वमनकारक के रूप में दवाओं में और “ज़िंक लोशन” नाम से त्वचा के रोगों में काम आता है। यशद सलफेट अन्य लवणों के साथ द्विगुण लवण भी बनाता है। जैसे यशद सलफेट और अमोनियम सलफेट साथ-साथ मणिभीकरण करने पर यशद अमोनियम सलफेट, $ZnSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$ (जैसे फेरस अमोनियम सलफेट)।

यशद क्लोराइड (ज़िंक क्लोराइड), $ZnCl_2$ —यह जस्ता और नमक के तेजाब के योग से बनता है—



यह इतना अधिक विलेय है कि आसानी से मणिभ नहीं देता। मणिभ प्राप्त करने हों तो मणिभ को तब तक सुखाओ जब तक तापक्रम $230^\circ - 250^\circ$ न हो जाय। इस तापक्रम तक गरम करके यदि द्रव को वायु-रुद्ध (air tight) पाँपों में भरा जाय तो ठंडा होकर यह ठोस हो जायगा।

इस प्रकार प्राप्त यशद क्लोराइड वस्तुतः ऑक्सिक्लोराइड, $ZnO \cdot ZnCl_2$, है। यदि शुद्ध निर्जल यशद क्लोराइड बनाना हो तो यशद अमोनियम क्लोराइड को हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड गैस के प्रवाह में गरम करना चाहिये।

यशद क्लोराइड श्वेत जलग्राही पदार्थ है। १०० ग्राम पानी में, १०° पर ३३० ग्राम घुलता है, और ऊँचे तापक्रम पर तो चाहे जितना घोल डालो, कोई सीमा ही नहीं। यह विषैला है। ओषधियों में भी इसका उपयोग होता है। गलाया हुआ (fused) यशद क्लोराइड कार्बनिक संश्लेषणों में काम आता है क्योंकि पानी का यह अच्छा शोषक है।

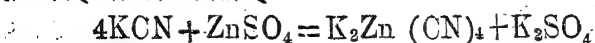
इसके सांद्र विलयन सेल्यूलोज को घोल लेते हैं, अतः ये विलयन छन्ना कागज में नहीं छाने जा सकते।

यशद सायनाइड, $Zn(CN)_2$ —यह यशद सेसिटेट और हाइड्रोसायनिक एसिड के योग से बनाया जाता है।

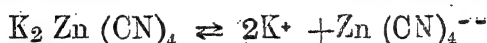


इसका ओषधियों में उपयोग है।

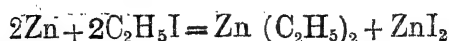
यशद लवणों के विलयन में पोटैसियम सायनाइड का विलयन छोड़ने पर निम्न संकीर्ण यौगिक बनता है—



यह विलेय है, और विलयनों में इसका विच्छेदन इस प्रकार होता है—



यशद एथिल या ज़िंक एथिल, $Zn(C_2H_5)_2$ —यह जस्ता और एथिल आयोडाइड को गरम करके और फिर सावण से बनाया जाता है—



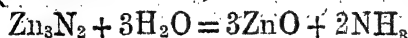
अमोनिया और यशद एथिल के संसर्ग से ज़िंकेमाइड, $Zn(NH_2)_2$, बनता है—



इसे रक्ततप्त करने पर यशद नाइट्राइड, Zn_3N_2 , बनता है—



यह धूसर वर्ण का पदार्थ है, जो पानी के साथ उग्र प्रतिक्रिया देता है—



यशद के संकीर्ण अमोनियम यौगिक—ताँबे के समान यशद के भी संकीर्ण-अमोनियम यौगिक होते हैं, जैसे $Zn(NH_3)_4Cl_2 \cdot H_2O$, $Zn(NH_3)_4SO_4 \cdot H_2O$, अथवा $Zn(NH_3)_5SO_4$ इत्यादि। इन्हें ज़िंकाअमोनियम या यशदाअमोनियम यौगिक कहते हैं।

कैडमियम, Cd

[Cadmium]

सन् १८१७ में स्ट्रोमेयर (Stromeyer) ने यह देखा कि यशद कार्बोनेट (या ऑक्साइड) का एक पत्थर पीले रंग का है, यद्यपि इसमें लोहा बिलकुल नहीं है। ज़िंक (यशद) का एक पुराना नाम कैडमिया था। इस नाम पर ही, स्ट्रोमेयर ने इस पत्थर के नये तत्त्व का नाम कैडमियम रखवा। सन् १८१८ में यशद ऑक्साइड का एक पत्थर इसलिये औपधि-निरीक्षक विभाग ने ज़ब्त करा दिया कि उसके अम्लीय विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर पीला अवक्षेप मिला। लोगों की धारणा यह हुई कि यह अवक्षेप आर्सेनिक के कारण है जिसका सलफाइड पीला होता है। हर्मेन (K. S. L. Hermann) ने यह दिखाया कि यह सलफाइड आर्सेनिक का नहीं, बल्कि एक नये तत्त्व का है जिसका नाम स्ट्रोमेयर ने कैडमियम दिया। स्ट्रोमेयर ने कैडमियम धातु भी तैयार की।

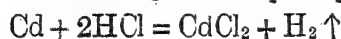
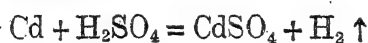
लगभग जस्ते के सभी अवस्थाओं या खनिजों में थोड़ा बहुत कैडमियम होता है। ग्रीनोकाइट (Greenockite) खनिज में कैडमियम सलफाइड, CdS, पाया जाता है। ज़िंक ब्लेंड में २-३ प्रतिशत और केलसाइन में ३ प्रतिशत तक होता है।

जब जस्ते के अवस्थाओं से जस्ते का खवण किया जाता है, तो भाप में पहले कैडमियम आता है क्योंकि जस्ते की अपेक्षा कैडमियम अधिक वाष्पशील है। इसका कथनांक जस्ते के कथनांक से लगभग १४०° कम है। अतः ग्राहकों में जो जस्ते की धूल (यशद-रज) इकट्ठा होती है उसमें कैडमियम की सान्द्रता अधिक होती है। यह रज भूरे रंग की होती है क्योंकि इसमें CdO होता है। खवण के समय भापों का भूरापन देख कर भी पता चल जाता है कि अभी कैडमियम उड़ कर आ रहा है या नहीं।

इस रज (dust) को कोयले के साथ मिलाते हैं, और भभकों में गरम करते हैं। भभकों में लोहे की चादरों के लम्बे चोंगे लगे होते हैं। इनमें जो रज इकट्ठा होती है उसमें २० प्रतिशत तक कैडमियम होता है, जब कि मूल ऑक्साइड अवस्था में १-६ प्रतिशत ही। इस प्रकार प्राप्त रज को फिर लोहे या मिट्टी के छोटे भभकों में खवण करते हैं। इस प्रकार कई बार खवण करने पर शुद्ध कैडमियम प्राप्त हो जाता है।

धातु के गुण—कैडमियम श्वेत धातु है। यह काफी कठोर होती है। मामूली तापक्रम पर यह भंजनशील नहीं है। इसका द्रवणांक 321°C है और कथनांक 767°C ।

कैडमियम हवा में आसानी से जलता है, और ऑक्साइड का भूरा धुआँ उठता है। यह अनेक प्रतिक्रियाओं में जस्ते के समान है, पर उसकी अपेक्षा कुछ कम क्रियाशील। यह अम्लों में घुल कर लवण बनाता है और हाइड्रोजन निकलता है—



यह कास्टिक सोडा में नहीं घुलता (जस्ते से इस प्रकार भिन्न है)।

कैडमियम अनेक प्रकार की मिश्रधातु बनाता है। थोड़े से कैडमियम से मिश्रित ताँबे का बिजली के कामों में बहुत उपयोग होता है। कैडमियम और पारे का संरस वेस्टन (Weston) की प्रामाणिक सेल में काम आता है। यह संरस दाँत की भराई में भी उपयोगी है।

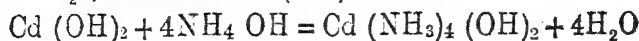
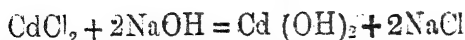
कैडमियम दूसरे तत्वों के साथ गलनशील मिश्रधातु (alloy) देता है। वुड (Wood) की गलनशील धातु में, जिसका द्रवणांक 71°C है, ४ भाग बिस्मथ, २ भाग सीसा, १ भाग वंग और १ भाग कैडमियम है।

कैडमियम 20°C पर भुरभुरा और भंजनशील हो जाता है। ऐसा कहा जाता है कि यह दो रूपों में पाया जाता है और संक्रमण तापक्रम (transition) 68.6°C है।

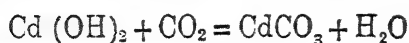
परमाणु भार—इसका परमाणु भार जस्ते के समान ही निकाला गया है और 112.40 माना जाता है।

कैडमियम ऑक्साइड, CdO —यह कैडमियम को हवा में जला कर, अथवा कैडमियम कार्बोनेट या नाइट्रेट या हाइड्रॉक्साइड को गरम करके बनाया जाता है। यह भूरे रंग का है। यह अम्लों में घुलता है, पर कास्टिक सोडा में नहीं घुलता। यह अमोनिया में घुल कर कैडमियम अमोनियम संकीर्ण यौगिक बनाता है।

कैडमियम लवण के विलयन में कास्टिक सोडा छोड़ने पर कैडमियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आता है, जो अमोनिया के आधिक्य में विलीय है—



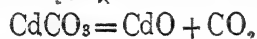
कैडमियम कार्बोनेट, CdCO_3 —कैडमियम हाइड्रोक्साइड हवा से कार्बन डाइऑक्साइड लेकर कार्बोनेट बन जाता है।



कैडमियम लवणों के विलयन में अमोनियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ने पर भी कैडमियम कार्बोनेट का अवक्षेप आता है। यदि इसी अवक्षेप पर इतना अमोनिया विलयन छोड़ा जाय कि अवक्षेप घुल भर जाय, और फिर जल-ऊष्मक पर विलयन को सुखाया जाय तो कार्बोनेट के छोटे-छोटे मणिम मिलेंगे।

कैडमियम लवण और सोडियम कार्बोनेट के योग से जो अवक्षेप आता है उसकी गठन अनिश्चित है, यह संभवतः भास्मिक कार्बोनेट, $n\text{CdO} \cdot \text{CdCO}_3$, होता है।

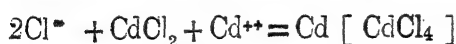
कार्बोनेट या हाइड्रोक्साइड को गरम करने पर भूरा ऑक्साइड मिलता है—



कैडमियम आयन के सामान्य गुण—कैडमियम के विलेय लवण पानी में इस प्रकार कुछ आयन देते हैं—



पर फिर भी कैडमियम लवणों की विद्युत् चालकता बहुत कम है (जैसी मरक्यूरिक क्लोराइड की)। ऐसा मालूम होता है कि क्लोराइड आयन (Cl^-) और कैडमियम आयन (Cd^{++}) फिर अविच्छेदित कैडमियम क्लोराइड अणु से संयुक्त हो जाती हैं—



इस प्रकार जो संकीर्ण अणु बना उस पर विद्युत् आवेश नहीं होता।

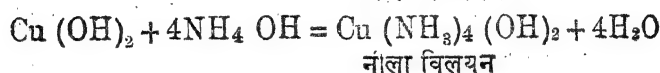
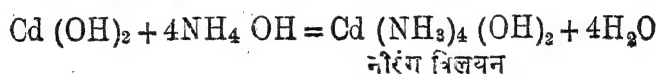
कैडमियम लवण अम्लों की हलकी सान्द्रता में हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ कैडमियम सल्फाइड का पीला अवक्षेप देते हैं।



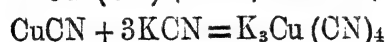
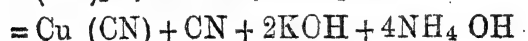
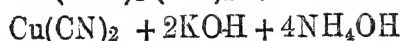
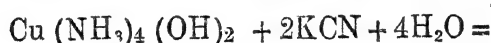
यह अवक्षेप सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाता है। कैडमियम सल्फाइड का विलेयता गुणनफल $[\text{Cd}^{++}][\text{S}^{--}] = 4 \times 10^{-29}$ हैं। इस समूह के क्यूप्रैट सल्फाइड का 2×10^{-36} , यशद सल्फाइड का 1×10^{-29} है। जब अम्लों की सान्द्रता 1.5 नार्मल के लगभग होती है

तो उसकी उपस्थिति में $H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$ हाइड्रोजन सल्फाइड से सल्फाइड आयन इतनी कम मिल पाती है, कि यशद सल्फाइड के समान ही कैडमियम सल्फाइड का भी अवक्षेप नहीं आ पाता।

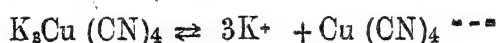
ताँबे और कैडमियम का पृथक्करण—दूसरे समूह में ताँबे और कैडमियम दोनों के सल्फाइड साथ साथ अवक्षिप्त होते हैं, और विसमय हाइड्रोक्साइड के अवक्षेप के लिये जिस समय अमोनिया छोड़ते हैं, तो दोनों के हाइड्रोक्साइड संकीर्ण यौगिक बना कर विलयन में चले जाते हैं। ताँबे के यौगिक तो चटक नीले रंग के संकीर्ण यौगिक देते हैं, अतः उनकी पहचान में तो कोई कठिनाई नहीं है। अब प्रश्न कैडमियम की पहचान का है।



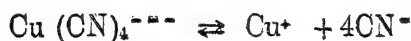
अब यदि दोनों के मिश्रण में पोटैसियम सायनाइड का विलयन छोड़ा जाय, तो क्यूप्रामौनियम हाइड्रोक्साइड का नीला विलयन नीरंग हो जायगा—



इस विलयन में कॉपर आयन ऋण आयन का अंश बन गया है—



इस संकीर्ण आयन का दूसरा विश्लेषणांक—

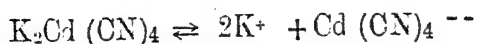


इतना कम है, कि विलयन में यदि हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करें तो कॉपर सल्फाइड का काला अवक्षेप नहीं आवेगा।

कैडमियम के साथ पोटैसियम सायनाइड निम्न द्विगुण यौगिक देता है—



इसका दूसरा विश्लेषणांक काफी ऊँचा है। अर्थात् इसके विलयन में इतनी काफ़ी कैडमियम आयन हैं, कि यह हाइड्रोजन सल्फाइड से पीला अवक्षेप देता है—



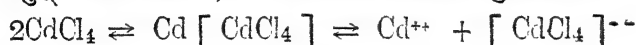
इस प्रकार कॉपर और कैडमियम के अमोनियम विलयन में पोटैशियम सायनाइड तब तक डालो जब तक विलयन का नीला रंग दूर न हो जाय। अब यदि हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर पीला अवक्षेप आ जाय तो समझना चाहिये कि कैडमियम भी विद्यमान है।

कैडमियम सल्फेट, $3\text{CdSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ —यह सल्फ्यूरिक एसिड और कैडमियम ऑक्साइड के योग से बनता है।

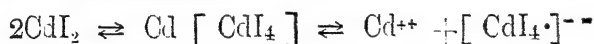


इसका वेस्टन ग्रामाणिक सेल में उपयोग होता है। इसमें एक एलेक्ट्रोड कैडमियम संरस का और दूसरा पारे का होता है। विलयन कैडमियम सल्फेट और मरक्यूरस सल्फेट का मिश्रण है। $25-27^\circ$ पर इसका वोल्टन 1.018 वोल्ट है। इस पर तापक्रम का प्रभाव लगभग नहीं के बराबर है।

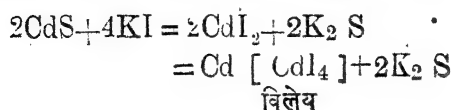
कैडमियम क्लोराइड, $\text{CdCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ —यह कैडमियम ऑक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से बनता है। जैसा कहा जा चुका है, इसकी विद्युत् चालकता कम है, क्योंकि कैडमियम आयन बहुत कम हैं।



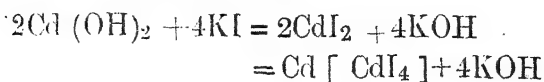
कैडमियम आयोडाइड, CdI_2 —यह कैडमियम और आयोडीन के योग से अथवा कैडमियम ऑक्साइड और हाइड्रोआयोडिक एसिड के योग से बनाया जा सकता है। यह पानी में अच्छी तरह विलेय है, पर आयन बहुत कम देता है। यह ऋण आयन का निम्न प्रकार अंश बन जाता है—



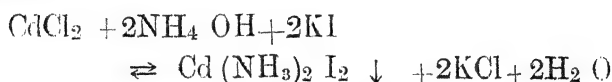
इसीलिये यदि कैडमियम सल्फाइड के विलयन में पोटैशियम आयोडाइड का विलयन छोड़े तो सब अवक्षेप घुल जायगा (कैडमियम का संकीर्ण आयोडाइड बनने के कारण कैडमियम आयन इतनी कम हो जायगी कि कैडमियम सल्फाइड का विलेयता गुणनफल संतुष्ट न हो पावेगा)।



इसी प्रकार कैडमियम हाइड्रोजेनसाइड का अवक्षेप भी पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में घुल जाता है—



यदि कैडमियम लवण के अमोनियक विलयन में पोटैसियम आयोडाइड का सान्द्र विलयन छोड़े तो कैडमियम अमोनियम आयोडाइड का सफेद अवक्षेप आवेगा—



वयुप्रामोनियम हाइड्रोजेनसाइड का विलयन पोटैसियम आयोडाइड के साथ ऐसा अवक्षेप नहीं देता ।

कैडमियम नाइट्रेट, $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ —यह जलग्राही पदार्थ है और कैडमियम ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के योग से बनता है। कैडमियम नाइट्रेट के समान इसके मणिभों में भी पानी के ४ अणु हैं ।

पारद, पारा, मरकरी, Hg

[Mercury]

“रस” जिससे “रसायन” शब्द बना है, बहुत दिनों तक पारे का पर्याय रहा है । हमारे देश में पारे के अनेक यौगिक बनते रहे हैं । नागार्जुन ने अपने ग्रन्थों में इनका विस्तार से वर्णन दिया है । रोमन लोग दो प्रकार के पारों में अन्तर करते थे; एक तो वह जो प्रकृति में मुक्त अवस्था में पाया जाता है; उसे वे आर्जेण्टम विवम (Argentum vivum) कहते थे, और दूसरे का नाम, जिसे वे कृत्रिम विधियों से बनाते थे, हाइड्रोजीरम (Hydragryum) था । इस शब्द के आधार पर ही पारे का अन्तर-राष्ट्रीय संकेत Hg पड़ा है । पारा बहुत दिनों तक शुद्ध धातु भी नहीं माना जाता रहा । इसे किक सिलवर अर्थात् “चपल चाँदी” भी कहते हैं ।

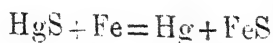
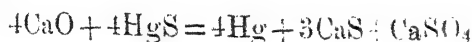
पारा कभी-कभी तो शिलाओं के स्तरों के बीच में छोटी-छोटी बूँदों के रूप में मुक्तावस्था में भी पाया जाता है, पर अधिकतर यह मरक्यूरिक सल्फाइड, HgS , के रूप में मिलता है । सिनेबार (cinnabar), HgS , (लाल हिंगुल) इसका मुख्य अयस्क है । यह स्पेन, टस्कनी और केलिफोर्निया में विशेषता से पाया जाता है । हमारे देश में भी थोड़ा सा मिलता है ।

सिनेबार से पारा पाना आसान है। इसे इतनी हवा में गरम करते हैं कि इसका गन्धक उपचित होकर सलफर दिऑक्साइड हो जाय—



इस जारण-प्रतिक्रिया के लिये तरह-तरह के भट्टे काम आते हैं, जैसे शैफ्ट भट्टा, वात भट्टा, चोपक या मफल भट्टे। पारे की वाष्पों को हवा से या पानी से ठंडे किये कमरों में द्रवीभूत कर लिया जाता है।

कभी-कभी सिनेबार को चूने या लोहे के साथ भी गरम करना उपयोगी समझते हैं—



इड्रियन भट्टा (Idrian)—बीच के कमरे में एक मेहराब बनी होती है, जिस पर सिनेबार रक्खा जाता है। इस बीच के कमरे को भट्टे की आग से तपाते हैं। सब से निचली मेहराब पर अयस्क के बड़े-बड़े टुकड़े रखे जाते हैं, और ऊपर की मेहराब पर अयस्क का चूरा। बीच वाले कमरे के दोनों ओर लगभग छः छः कमरे वाष्पों को द्रवीभूत करने के लिये बने होते हैं। कमरों में दो द्वार होते हैं, एक तो ऊपर की ओर जिनसे भापें अन्दर आवें, और दूसरा नीचे की ओर जिससे भापें आगे वाले कमरे में धुसँ, और इसी क्रम से भापें सभी कमरों में होकर जाती हैं। लगभग सभी पारा तीन चार कमरों में ही ढंढा होकर द्रवीभूत हो जाता है। फिर भी जो कुछ पारा भापों में बच जाता है, उसे अन्तिम कमरे में विशेष रूप से रोका जाता है। इस कमरे में या तो पानी के फुदारे होते हैं या कैनवस के परदे जिन पर लकड़ी का बुरादा फैला होता है।

शैफ्ट भट्टा (shaft)—यह भट्टे बराबर बेरुके काम करते रहते हैं। अयस्क एक बेलनाकार कमरे में रक्खा जाता है जिसका आधार षट्भुजीय होता है। एक एक भुजा को छोड़ कर तीन भुजाओं के पास आग की भट्टियाँ होती हैं। इन भट्टियों के नीचे बेलन में द्वार होता है, जिनसे निस्तत अयस्क बाहर निकाल लिया जाता है। बेलन के सिरे पर प्याले-और-शंकुनुमा एक विधान (cup and cone arrangement) होता है। लोहे के नलों द्वारा गैस ठंडे कमरों में पहुँचायी जाती है।

शैफ्ट में भट्टी के तल तक अयस्क भरते हैं, और फिर सिर के ३ फुट नीचे तक अयस्क और २ प्रतिशत लकड़ी के कोयले का मिश्रण भरते हैं। भट्टियों में लकड़ियाँ सुलगायी जाती हैं और कमरा रक्ततप्त कर दिया जाता है। अयस्क की राख समय-समय पर निकालते रहते हैं, और अयस्क भट्टे में बोकुते रहते हैं।

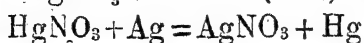
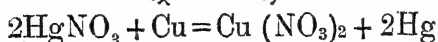
पारे का शोधन—प्रयोगशाला के कामों में पारे का शोधन बहुधा महत्व रखता है। पारे में बहुधा अपद्रव्य सीसा, बिसमथ ताँवे, या जस्ते के समान धातुओं के होते हैं। अशुद्ध पारे की सतह पर मैल जमा होता है, और इसकी वूँदें भी काँच के ज्वाँट पर गोल नहीं, बल्कि नासपाती के आकार की हो जाती हैं, क्योंकि अशुद्ध पारा काँच की सतह से चिपकने लगता है।



शोधन की सब से आसान विधि तो यह है कि पारे को गोल प्ललास्क में 350° तक गरम करो और इसमें होकर धूल से मुक्त हवा प्रवाहित करो। ऐसा करने से पारे की अशुद्धियों का उपचयन हो जायगा और उनके ऑक्साइड मैल रूप में पारे की सतह पर उठ आयेंगे। इस मैल को काँछ कर अलग कर दो। जो द्रव पारा रहे उसे मंटे कपड़े में छान लो। यह विधि तब तक दोहराओ जब तक मैल का आना दूर न हो।

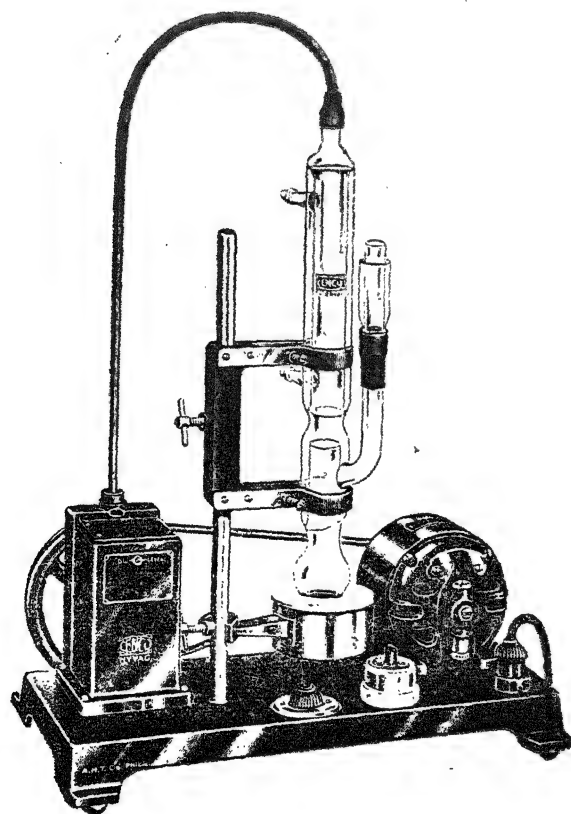
चित्र ७१—पारे स्प्रेंगल (Sprengel) के शून्यकम्प द्वारा उड़ा कर भी का शोधन शुद्ध पारा प्राप्त किया जा सकता है।

साधारण शोधन की विधि यह है। पारे को हलके नाइट्रिक एसिड (११ घनत्व) के साथ जिसमें थोड़ा सा मरक्यूरस नाइट्रेट भी मिला हो हिलाओ। मरक्यूरस नाइट्रेट में यह गुण है कि यह सभी धातुओं से प्रतिक्रिया करके उनके नाइट्रेट देता है, और स्वयं पारा बन जाता है।



मरक्यूरस नाइट्रेट चाँदी तक से प्रतिक्रिया करता है, यदि काफी मात्रा में हो। इस प्रकार ये धातुयें नाइट्रेट बन कर नाइट्रिक एसिड के विलयन में घुल जाती हैं, और शुद्ध पारा रह जाता है। पारे को पतली टोटीदार

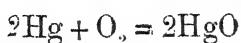
नली में होकर गिराते हैं, जिसमें नाइट्रिक एसिड और मरक्यूरस नाइट्रेट का विलयन भरा हो (चित्र ७१ देखो)।



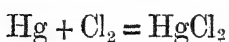
चित्र ७२—पारदवाष्प शून्यक पम्प

पारे के गुण—पारा ही ऐसी धातु है जो साधारण तापक्रम पर स्थायी रूप से द्रव है। इसमें चाँदी की सी चमक होती है। यह 327.5° पर जमता है और ७६० mm. दाब पर 357° पर उबलता है। इसकी वाष्प एक-परमाणुक होती है। यह साधारण तापक्रम पर भी थोड़ा सा वाष्पशील है। इसकी भापें विषैली होती हैं। धातुओं की अपेक्षा से यह विजली और गरमी का अच्छा चालक नहीं है (चाँदी की अपेक्षा इसकी विद्युच्चालकता $1/60$ है)।

हवा या ऑक्सीजन में 350° तक गरम किये जाने पर पारा धीरे-धीरे उपचित होता है, और लाल ऑक्साइड बनता है—

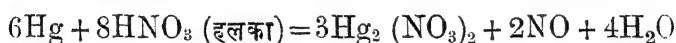


यह क्लोरीन के साथ भी उग्रता से प्रतिक्रिया करता है—



इसे गन्धक के साथ खरल में घोंटा जाय तो मरक्यूरिक सल्फाइड, HgS , बनता है। आयोडीन के साथ घोंटने पर मरक्यूरिक आयोडाइड, HgI_2 , बनता है।

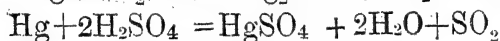
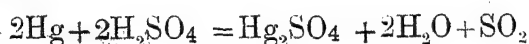
अधिकांश हलके अम्लों का पारे पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता, पर हलके और सान्द्र नाइट्रिक एसिड की इस पर कई प्रकार से प्रतिक्रियायें होती हैं—



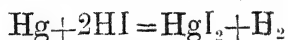
हलका नाइट्रिक एसिड पारे के आधिक्य में मरक्यूरस नाइट्रेट देता है, पर यदि नाइट्रिक एसिड सान्द्र हो तो मरक्यूरिक नाइट्रेट बनेगा—



सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ पारा गरम किये जाने पर सल्फर दिऑक्साइड गैस निकलती है। यदि एसिड कम हो और पारा अधिक हो तो मरक्यूरस सल्फेट बनता है, पर यदि एसिड अधिक हो तो मरक्यूरिक सल्फेट बनेगा—



हाइड्रोआयोडिक एसिड के साथ यह HgI_2 आयन देता है—



पारे पर पानी या क्षारों की प्रतिक्रिया नहीं होती।

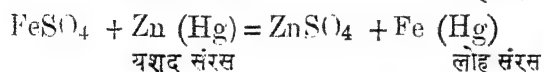
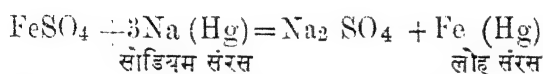
संरस (Amalgam)—पारे में लगभग सभी धातुयें घुल जाती हैं, और घुलने पर जो पदार्थ बनते हैं उन्हें संरस या एमलगम कहते हैं। (सं-साथ, रस-पारा)। इन्हें धातु और पारे का यौगिक समझना चाहिये। यदि पारा अधिक हो तो मृदु चटक मक्खन ऐसा पदार्थ मिलेगा; पर पारे की कमी पर दृढ़ और कठोर संरस भी मिलते हैं।

सोडियम संरस, NaHg, सोडियम और पारे की उग्र प्रतिक्रिया से बनता है, और आग निकलती है। यह ठोस पदार्थ है, पानी से हाइड्रोजन देता है। अपचायक प्रतिक्रियाओं के लिये इसका उपयोग है।

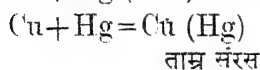
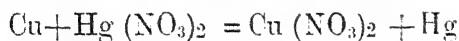
सोडियम संरस और अमोनियम क्लोराइड के योग से अमोनियम संरस बनता है। वंग (टिन) संरस का उपयोग दर्पण बनाने में होता था।

संरस बनाने की साधारण विधि यह है—(१) धातु को गलाओ और फिर इसमें पारा मिला दो, अथवा खरल में धातु के चूरे को पारे के साथ घोंटो।

(२) लोहे का संरस आसानी से नहीं बनता। इसे बनाने की विधि इस प्रकार है। लोहे के लवण के विलयन में सोडियम संरस या यशद-संरस डालो। सोडियम या यशद तो विलयन में चला जायगा और लोहा पारे से संयुक्त हो जायगा। ताजे बने लोहे के ये सूक्ष्म कण पारे में अच्छी तरह घुल जाते हैं।



(३) मरक्यूरिक क्लोराइड या नाइट्रेट के विलयन में धातु का बुगदा छोड़ो। ऐसा होने पर पारा बनेगा जो धातु से संयुक्त होकर संरस देगा।

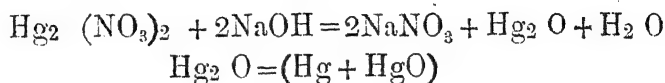


परमाणुभार—पारे के वाष्पघनत्व अथवा ड्यूलोन-पेटी के नियम के आधार पर पारे का परमाणुभार २०० के निकट ठहरता है। ठीक ठीक रासायनिक तुलनांक विद्युत् रसायन विधि से या मरक्यूरिक क्लोराइड को रजत क्लोराइड में परिणत करके निकाला गया। इस आधार पर परमाणुभार २००.६ निकला। पारे के छः समस्थानिक ज्ञात हैं—२०२, २००, १९६, १९८, २०१, २०४ और १९६। पारे को क्षीण दाव में वाष्पीभूत करके ब्रान्स्टेड (Bronsted) और हेवेसी (Hevesey) ने इन्हें पृथक् किया। भारी परमाणु पीछे रह गये और हलके आगे आये।

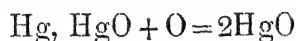
ऑक्साइड—पारे के लवण दो श्रेणियों के होते हैं—(१) मरक्यूरस जिनमें पारे की संयोज्यता १ है और मरक्यूरिक, जिनमें पारे की संयोज्यता

२ है। पर मरकयूरस ऑक्साइड ज्ञात नहीं है। पारे का मुख्य ऑक्साइड मरकयूरिक ऑक्साइड, HgO , है।

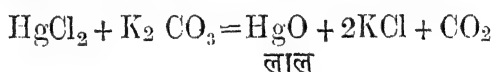
मरकयूरस लवण पर क्षार के प्रभाव से जो काला सा मरकयूरस ऑक्साइड बनता है, वह रोजन रश्मि चित्र के आधार पर पारे और मरकयूरिक ऑक्साइड का मिश्रण सिद्ध हुआ है—



यह काला चूर्ण हलके से गरम करने पर ही पारे और मरकयूरिक ऑक्साइड अलग अलग हो जाता है। 200° से ऊपर यह और ऑक्सीजन लेकर पूरी तरह मरकयूरिक ऑक्साइड बन जाता है—



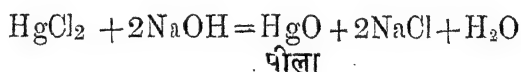
मरकयूरिक ऑक्साइड, HgO —पारे को 350° पर हवा में गरम करने पर यह बनता है, पर बहुधा यह मरकयूरिक क्लोराइड और पोटैशियम कार्बोनेट के उबलते विलयनों को मिला कर बनाया जाता है—



इस प्रकार जो ऑक्साइड बनता है वह लाल होता है।

मरकयूरिक नाइट्रेट को अकेले या पारे के साथ गरम करने पर भी लाल ऑक्साइड बनता है।

यदि ठंडे तापक्रम पर कार्बिक सोडा और मरकयूरिक क्लोराइड के विलयनों का योग किया जाय, तो पीली जाति का मरकयूरिक ऑक्साइड मिलेगा—

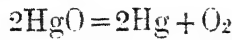


पीले और लाल ऑक्साइडों में कोई रासायनिक भिन्नता नहीं है। अन्तर केवल कणों के आकार का है। पीला ऑक्साइड कम स्थायी और अधिक क्रियाशील है।

छान कर शुष्क करने पर दोनों ही लाल ऑक्साइड देते हैं। यदि इन्हें और गरम किया जाय तो रंग और गहरा हो जाता है (कुछ श्यामल हो

जाता है) पर टंढा होने पर मूल रंग फिर आ जाता है। यह ऑक्साइड पानी में नहीं घुलता।

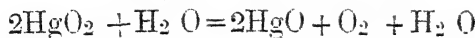
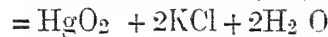
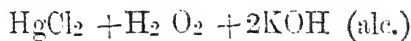
रक्त तप्त किये जाने से पूर्व ही मरक्यूरिक ऑक्साइड विभाजित होकर ऑक्सीजन देने लगता है—



सब से पहले शुद्ध ऑक्सीजन इसी विधि से तैयार किया गया था।

मरक्यूरिक ऑक्साइड सभी मरक्यूरिक लवणों की भाँति विपैला होता है। यह अच्छा उपचायक है और इसलिये इसका उपयोग भी किया जाता है। मरक्यूरिक ऑक्साइड और गन्धक का मिश्रण तीव्र विस्फोटक है।

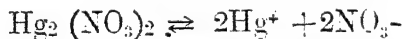
मरक्यूरिक परौक्साइड, HgO_2 —यदि ऐलकोहल में मरक्यूरिक क्लोराइड घोल कर उसमें कार्बिक पोट्याश का अधिक विलयन और हाइड्रोजन परौक्साइड छोड़ा जाय तो ईंट के रंग का लाल चूर्ण प्राप्त होता है। यह परौक्साइड है, और काफी स्थायी है। पर पानी के संसर्ग से विभाजित हो जाता है।



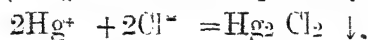
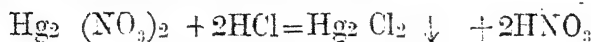
मरक्यूरिक ऑक्साइड और हाइड्रोजन परौक्साइड के योग से भी पारे का परौक्साइड बनता है।

मरक्यूरस लवण

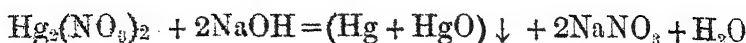
मरक्यूरस आयन के सामान्य गुण—मरक्यूरस लवण पानी में घुल कर मरक्यूरस आयन देते हैं, जिसमें पारे की संयोज्यता एक है—



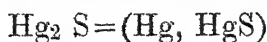
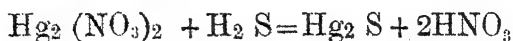
सभी मरक्यूरस लवणों के विलयन हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ सफेद अवक्षेप अविलेय मरक्यूरस क्लोराइड का देते हैं—



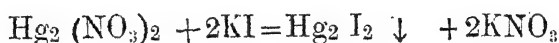
सभी मरक्यूरस लवण क्षारों के साथ काला या भूरा-काला अवक्षेप देते हैं—



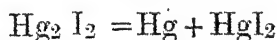
हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ मरक्यूरिक सल्फाइड और पारे के मिश्रण का काला अवक्षेप आता है—



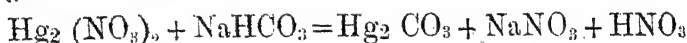
पोटैसियम आयोडाइड के साथ मरक्यूरस आयोडाइड का अवक्षेप देते हैं—



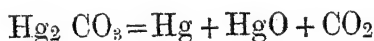
पर यह मरक्यूरस आयोडाइड तत्काल विभाजित होकर पारा और मरक्यूरिक आयोडाइड देता है—



मरक्यूरस कार्बोनेट, Hg_2CO_3 —मरक्यूरस नाइट्रेट के विलयन में पोटैसियम बाइकार्बोनेट का विलयन आधिक्य में छोड़ने पर पीला अवक्षेप मरक्यूरस कार्बोनेट का आता है।



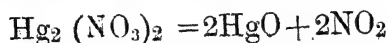
यह $100-120^\circ$ पर विभाजित होकर मरक्यूरिक ऑक्साइड और पारा देता है।



प्रकाश में भी यह इसी प्रकार विभाजित होता है।

मरक्यूरस नाइट्रेट, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ —यही मरक्यूरस लवण ऐसा है जो विलेय है। यह १.२ घनत्व के हल्के नाइट्रिक एसिड और पारे के आधिक्य से ठंडे तापक्रम पर बनता है। प्रतिक्रिया का समीकरण पहले दिया जा चुका है। पानी के योग से इसके मणिभ भास्मिक नाइट्रेट का सफेद अवक्षेप देते हैं। यह अवक्षेप अधिक नाइट्रिक एसिड छोड़ देने पर घुल जाता है।

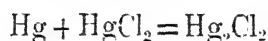
यह श्वेत मणिभीय पदार्थ है। गरम करने पर यह मरक्यूरिक ऑक्साइड और नाइट्रोजन परीक्साइड देता है—



मरक्यूरस फ्लोराइड, $Hg_2 F_2$ —यह पानी में विलेय पदार्थ है, और अधिक पारे और फ्लोरीन के योग से बनता है।

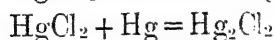
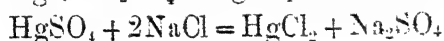
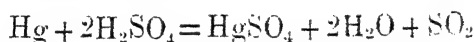
मरक्यूरस क्लोराइड, केलोमल (calomel), $Hg_2 Cl_2$ —यह बहुत दिनों का परिचित यौगिक है। चीन, जापान और भारतवर्ष, सभी पुराने देशों में बनाया जाता रहा है। यह रेचक के रूप में दिया जाता रहा है।

(१) मरक्यूरिक क्लोराइड में इतना पारा घोट कर जितना कि मारा जा सके यह बनाया जा सकता है—

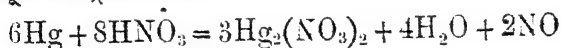


इसका ऊर्ध्वपातन कर लिया जाता है। इस प्रकार जितना ऊर्ध्वपात से पदार्थ मिला उसे पीस कर पानी के साथ उबालते हैं। ऐसा करने से मरक्यूरिक क्लोराइड पानी में घुल जाता है। इसे छान कर अलग कर देते हैं। मरक्यूरिक क्लोराइड प्रबल विष है, अतः ऐसा करना नितान्त आवश्यक है। जब सब मरक्यूरिक लवण दूर हो जाय तो फिर सुखा लेते हैं।

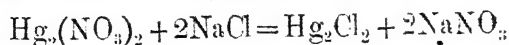
(२) पारे को मरक्यूरिक सल्फेट में (सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ उबाल कर) परिणत करते हैं, और फिर इसे पारे और नमक के साथ घोट कर मरक्यूरस क्लोराइड बनाते हैं—



(३) प्रयोगशाला में बनाने की आसान विधि इस प्रकार है। ६ भाग पारे को ८ भाग नाइट्रिक एसिड (१.२ घनत्व) में गरम करके धो लो। इस प्रकार मरक्यूरस नाइट्रेट बनेगा—



इसमें फिर उबलता हुआ नमक का विलयन और थोड़ा-सा हाइड्रोक्लोरिक एसिड मिलाओ। मरक्यूरस क्लोराइड का सफेद अवक्षेप आवेगा—

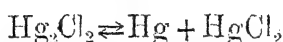


इस अवक्षेप को कई बार गरम पानी से धो कर सुखा लो।

मरक्यूरस क्लोराइड (जिसे केलोमल भी कहते हैं) सफेद निःस्वाद, निर्गन्ध चूर्ण है। यह पानी में नहीं घुलता। रेचक रूप में औषधि में काम

आता है। इस काम के लिये इसमें मरकयूरिक क्लोराइड (जो विष है) बिलकुल न होना चाहिये। इसकी जाँच इस प्रकार की जा सकती है। केलोमल में थोड़ा-सा पानी मिलाओ और फिर चाकू का साफ फल इसमें रक्खो अगर थोड़ा भी मरकयूरिक क्लोराइड होगा तो यह फल काला पड़ जायगा। इस प्रकार ०.००००२ ग्राम तक की पहिचान की जा सकती है।

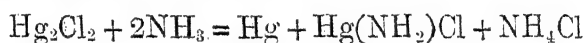
गरम करने पर केलोमल उड़ने लगता है, और वाष्प में निम्न पदार्थों का साम्य पाया जाता है—



इस अवस्था में इसके वाष्पघनत्व से जो सूत्र निकलता है वह HgCl है, पर यदि केलोमल को पूर्णतः शुष्क करके उड़ाया जाय और भाप का घनत्व निकाला जाय, तो सूत्र Hg_2Cl_2 निकलता है।

मरकयूरिक क्लोराइड को गला कर उसमें यदि केलोमल छोड़ें और देखें कि द्रवणांक कितना नीचे गया, तो इस आधार पर भी केलोमल का सूत्र Hg_2Cl_2 ठहरता है।

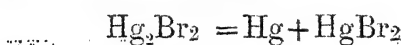
केलोमल अमोनिया के साथ काला यौगिक देता है। यह मरकयूरिक एमिनो क्लोराइड और पारे का मिश्रण है।



काला।

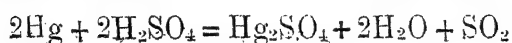
केलोमल नाम शायद इसी यौगिक के आधार पर पड़ा है (यूनानी भाषा में केलोस = अच्छा, मेलास = काला)।

मरकयूरस ब्रोमाइड, Hg_2Br_2 — यह केलोमल के समान है। गरम करने पर विभाजित होता है—

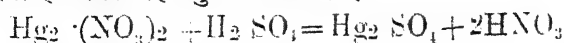


मरकयूरस आयोडाइड, Hg_2I_2 — यह पारे और आयोडीन के योग से बनता है और हरा चूर्ण है। गरम करने पर पीला पड़ जाता है।

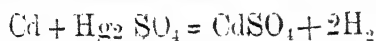
मरकयूरस सल्फेट, Hg_2SO_4 — यह पारे और सल्फयूरिक एसिड के योग से कम से कम तापक्रम पर प्रतिक्रिया करने पर मिलता है—



मरक्यूरस नाइट्रेट के विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड डालने पर भी इसका अवक्षेप आता है क्योंकि यह बहुत कम विलेय है।



यह सफेद अविलेय पदार्थ है। इसका उपयोग बेस्टन की आदर्श सैल में होता है जैसा कि कैडमियम सल्फेट के स्थान पर कहा गया है।

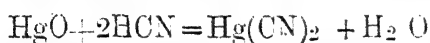


मरक्यूरस सल्फेट सल्फ्यूरिक एसिड के अभाव में पानी द्वारा उद-विच्छेदित हो जाता है और भास्मिक सल्फेट, $\text{Hg}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Hg}_2\text{O} \cdot \text{H}_2\text{O}$ बनता है।

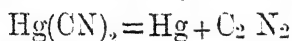
मरक्यूरिक लवण

मरक्यूरिक कार्बोनेट—यह केवल भास्मिक लवण के रूप में मिलता है। मरक्यूरिक नाइट्रेट, और पोटैसियम कार्बोनेट विलयनों के योग से $\text{HgCO}_3 \cdot 2\text{HgO}$ का भूरा अवक्षेप मिलता है। पोटैसियम वाइकार्बोनेट से भूरा अवक्षेप, $\text{HgCO}_3 \cdot 3\text{HgO}$ का मिलता है।

मरक्यूरिक सायनाइड, $\text{Hg}(\text{CN})_2$ —यह मरक्यूरिक ऑक्साइड को हाइड्रोसायनिक एसिड के जलीय विलयन से प्रतिकृत करने पर बनता है।



इसकी विशेषता यह है कि पानी में यह लगभग विलकुल ही आयनित नहीं होता। गरम करने पर यह सायनोजन देता है—



अतः इसका उपयोग सायनोजन के बनाने में होता है।

मरक्यूरिक फ्लुमिनेट, या विस्फोटक पारद, $2\text{Hg}(\text{ONC})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ —यदि नाइट्रिक एसिड के आधिक्य में पारा घोला जाय और फिर इसमें ऐल्कोहल डाला जाय तो इसका सफेद अवक्षेप आता है। यह आघात पाने पर विस्फोट देता है, और गरम करने पर फटता है। इसके विस्फोट से पिकरिक एसिड के समान द्रव्यों का विस्फोट उत्पन्न किया जाता है। आजकल इसके स्थान में लेड एज़ाइड, $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$, का उपयोग होने लगा है।

मरक्यूरिक थायोसायनेट, $\text{Hg}(\text{CNS})_2$ —यदि सोडियम थायोसायनेट के विलयन में मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन आधिक्य में छोड़ा

जाय, तो इसका सफेद अवक्षेप आता है। इसे सुखा कर यदि जलायें तो हलकी-सी बहुत-सी राख आवेगी।

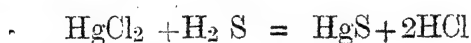
इस गुण के कारण इसका उपयोग जादू का साँप (Pharaoh's serpent) बनाने में होता है। मरक्यूरिक थायोसायनेट और गोंद की छोटी-छोटी टिकियाँ बना कर बेचते हैं। दियासलाई से जलाने पर राख कुंडली के रूप में ऊपर उठती है, और साँप बन जाता है।

मरक्यूरिक नाइट्रेट, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —यह पारे या मरक्यूरस नाइट्रेट को सान्द्र नाइट्रिक एसिड में तब तक गरम करने से मिलता है, जब तक विलयन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड मिलाने पर क्लोमल का अवक्षेप आना बन्द न हो जाय। इसे डेसिकेटर में सलफ्यूरिक एसिड पर सुखा कर रवे प्राप्त करते हैं। यदि विलयन को सुखाया जायगा तो भास्मिक नाइट्रेट, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{HgO} \cdot \text{H}_2\text{O}$ के मणिम प्राप्त होंगे।

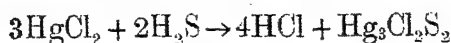
मरक्यूरिक नाइट्रेट के विलयन में सान्द्र नाइट्रिक एसिड छोड़ा जाय तो मरक्यूरिक नाइट्रेट का अवक्षेप आता है, क्योंकि एसिड में इसकी विलेयता कम है (वेरियम क्लोराइड के समान)।

मरक्यूरिक सलफाइड, HgS (लाल हिंगुल)—यह प्रकृति में सिनेबार के रूप में मिलता है। इसकी दो जातियाँ हैं। एक तो काली अमणिभीय और दूसरी मणिभीय लाल।

(१) काला सलफाइड—पारे और गन्धक को साथ-साथ खरल में घोंटने से अथवा मरक्यूरिक लवण के विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर यह बनता है—

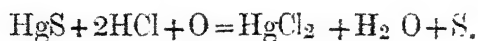


अवक्षेप का रंग आरंभ में सफेद सा, फिर पीला-भूरा, और अंत में काला हो जाता है। बीच के अवक्षेप मरक्यूरिक क्लोराइड और मरक्यूरिक सलफाइड के मिश्रण, $\text{Hg}(\text{HgS})_2 \text{Cl}_2$, हैं।

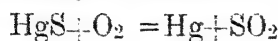


(२) लाल सलफाइड—यदि काले सलफाइड का ऊर्ध्वपातन किया जाय और वाष्पों को फिर ठंडा किया जाय तो लाल जाति का सलफाइड मिलेगा।

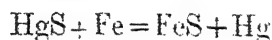
मरक्यूरिक सल्फाइड, काला और लाल दोनों, पानी में और अम्लों में अविलेय है। इसके अवक्षेप को अम्लराज में ही घोला जा सकता है (अथवा पोटैशियम क्लोरेट और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के मिश्रण में)। धुल कर मरक्यूरिक क्लोराइड बनेगा—



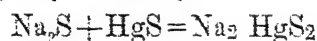
मरक्यूरिक सल्फाइड तेज आँच पर विभाजित होकर पारा और गंधक देता है, पर यदि हवा में तपाया जाय तो गंधक ट्रायॉक्साइड देगा—



यदि इसे सोडा, धूल, लोहे के चूर्ण आदि किसी के साथ गरम किया जाय तो पारा मिलेगा—



यह सोडियम सल्फाइड में धुल कर Na_2HgS_2 के समान थायोलवण देता है जो विलेय है—

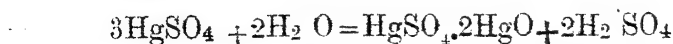


मरक्यूरिक सल्फाइड का उपयोग वर्णक (pigment) के रूप में बहुत होता है, क्योंकि इसका रंग स्थायी है। इससे बनी स्याही से लिखी हस्त लिखित प्रतियाँ अब तब अपनी चमक दमक के लिये प्रसिद्ध हैं, यह खर्चीला अधिक है, अतः सस्ते के लिये लाल-सीसा (red lead) का उपयोग किया जाता है। पर यह कम स्थायी है।

मरक्यूरिक सल्फेट, $\text{HgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ —यह पारे (१ भाग) को सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के आधिक्य (१.५ भाग) के साथ अच्छी तरह गरम करने पर बनता है। ठंडा होने पर इसके रुपहले मणिभ जमने लगते हैं—

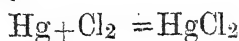


यह बहुत शीघ्र उद्विच्छेदित हो जाता है, और 25° पर ही इससे भास्मिकलवण, 2HgO , HgSO_4 , प्राप्त होता है जो पीले रंग का मणिभीय चूर्ण है। यह पानी में कम घुलता है। इसे टरपेथ खनिज (turpeth mineral) कहते हैं।

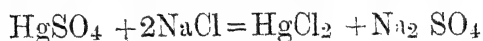


मरक्यूरिक क्लोराइड, HgCl_2 — (कोरोसिव सब्लिमेट) — पारे

को क्लोरीन से प्रतिकृत करने पर अथवा इसे अम्लराज में घोलने पर यह बनता है।



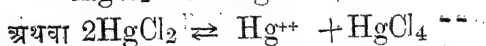
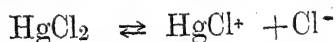
अगर अधिक मात्रा में बनाना हो तो पारे को सांद्र गरम सल्फ्यूरिक एसिड के योग से मरक्यूरिक सल्फेट में परिणत करते हैं। और फिर सल्फेट में नमक और थोड़ा सा मैंगनीज ट्राइऑक्साइड मिला कर मिश्रण का ऊर्ध्वपातन करते हैं। ऐसा करने पर मरक्यूरिक क्लोराइड मिलता है—



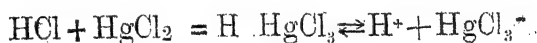
इसके मणिम सुन्दर श्वेत होते हैं। ये १०० ग्राम पानी में १०° पर ५.६ ग्राम और १००° पर ५६ ग्राम विलेय हैं। यह क्लोराइड एलकोहल और ईथर में भी घुलता है। ये मणिम २७७° पर पिघलते और ३००° पर उबलते हैं। इनका घनत्व ५.४१ है।

मरक्यूरिक क्लोराइड अति विषैला लवण है। ०.२-०.४ ग्राम सेवन से मृत्यु हो सकती है। इस विष का इलाज अण्डे की सफेदी (विना उवाले) है, और फिर कोई वमनकारक पदार्थ देना। इसकी उपस्थिति में अण्डे की सफेदी के ऐलब्यूमिन का स्कंधन (coagulation) हो जाता है।

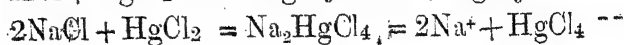
मरक्यूरिक क्लोराइड का आयनीकरण कम होता है। इसके विलयन में HgCl^+ और HgCl_4^{--} आयनें होती हैं—



यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड (सांद्र) में घुलते समय गरमी देता है। विलयन को ठण्डा करने पर हाइड्रोक्लोरो-मरक्यूरिक एसिड के मणिम आते हैं—

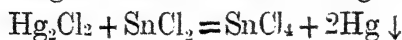
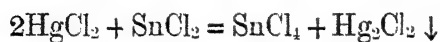


मरक्यूरिक क्लोराइड पोटैशियम क्लोराइड के साथ भी संकीर्ण यौगिक देता है—

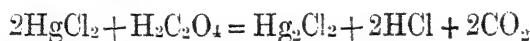


Na_2HgCl_4 का विलयन कीटाणुनाशन के लिये प्रयुक्त होता है।

मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन अनेक पदार्थों द्वारा अपचित हो जाता है। स्टैनस क्लोराइड का विलयन छोड़ने पर पहले तो केलोमल का सफेद अवक्षेप आता है, पर बाद को यह और अपचित होकर पारा देता है, जिसके कारण अवक्षेप धूसर रंग का, और अन्त में काला हो जाता है।



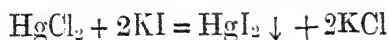
मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन ऑक्जेलिक एसिड के विलयन से अंधेरे में तो अपचित नहीं होता, पर धूप में रखने पर प्रकाश के प्रभाव से अपचित हो जाता है।



इस प्रतिक्रिया में कितना केलोमल बना, यह प्रकाश की तीव्रता पर निर्भर है अतः इस प्रतिक्रिया द्वारा प्रकाशमापन का काम लिया जा सकता है (ईडर—Eder-का रासायनिक फोटोमीटर—प्रकाशमापक)।

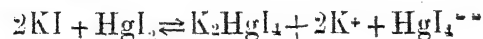
मरक्यूरिक फ्लोराइड, HgF_2 —इसका केवल भास्मिक लवण, $\text{HgF}(\text{OH})$, ही ज्ञात है।

मरक्यूरिक आयोडाइड, HgI_2 —यह पोटैसियम आयोडाइड, और मरक्यूरिक क्लोराइड की प्रतिक्रिया से बनता है—



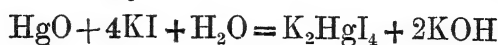
इस अवक्षेप का रंग सुन्दर गुलाबी से लेकर चटक गाढ़ा लाल तक है। यह आयोडाइड दो रूपों का पाया जाता है। एक लाल जो 126° के नीचे स्थायी है, और एक पीला जो 126° के ऊपर स्थायी है। ऊर्ध्वपातन करने पर पीला मिलता है। यह २५००० भाग पानी में केवल १ भाग घुलता है। हलके क्षारों के विलयन का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता।

मरक्यूरिक आयोडाइड पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में घुल कर K_2HgI_4 देता है—



विलयन के वाष्पीकरण पर पीलापन लिया पदार्थ पोटैसियम मरक्यूरिक आयोडाइड, K_2HgI_4 , का मिलता है। इसमें पारद आयन है ही नहीं, अतः यह क्षारों से अवक्षेप नहीं देता।

मरक्यूरिक ऑक्साइड भी इसी कारण पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में घुलता है, और घुलने पर विलयन क्षारीय हो जाता है—



नेसलर-रस—(Nessler's Reagent)—पोटैसियम मरक्यूरिक आयोडाइड का कास्टिक पोटाश या कास्टिक सोडा में विलयन नेसलर-रस कहलाता है। इसे निम्न प्रकार बनाते हैं—

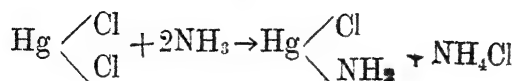
६२.५ ग्राम पोटैसियम आयोडाइड २५० c.c. पानी में घोलो। इसमें से १० c.c. निकाल कर अलग रख लो। शेष में मरक्यूरिक क्लोराइड का ठंडा संतृप्त विलयन तब तक छोड़ते जाओ जब तक थोड़ा-सा स्थायी अवक्षेप न आ जाय (जो हिलाने पर फिर न घुले)। लगभग ५०० c.c. के मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन लगेगा। अब इसमें १० c.c. आयोडाइड का विलयन जो बचा रक्खा था वह भी छोड़ो। फिर कुछ मरक्यूरिक क्लोराइड का संतृप्त विलयन छोड़ो, जब तक बहुत हलका स्थायी अवक्षेप न आ जाय।

१५० ग्राम कास्टिक पोटाश का विलयन १५० c.c. सवित जल में बनाओ। इसे ठण्डा करके थोड़ा-थोड़ा करके पूरा ऊपर वाले पहले विलयन में मिला लो। अब आयतन १ लीटर कर लो। एक दिन रख छोड़ो। नीचे कुछ अवक्षेप बैठ जायगा। ऊपर से सावधानीपूर्वक साफ विलयन निधार लो। काली बोतल में इसे रखो।

नेसलर-रस का उपयोग अमोनिया की पहिचान के लिये होता है। जिस पदार्थ में अमोनिया की जाँच करनी हो (चाहे अमोनियम लवण ही क्यों न हो) उसमें नेसलर-रस की बूँदें डालने पर पीला-रंग या भूरा अवक्षेप आवेगा। यह अवक्षेप ऑक्सिडिमरक्यूरिक-अमोनियम आयोडाइड, $(\text{OHg}_2) \text{NH}_2\text{I}$, का है।

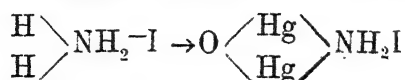
मरक्यूरामोनियम यौगिक—(१) अमोनिया गैस और मरक्यूरिक क्लोराइड के योग से $\text{HgCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ नामक एक यौगिक बनता है। इसका नाम “गलनीय सफेद अवक्षेप” है। यह अमोनियम क्लोराइड और अमोनिया के उबलते विलयन में मरक्यूरिक क्लोराइड छोड़ने पर भी बनता है।

(२) मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में यदि अमोनिया छोड़ी जाय तो मरक्यूरिक ऑक्साइड नहीं बनता है, बल्कि एमिनो मरक्यूरिक क्लोराइड, $\text{NH}_2 \cdot \text{HgCl}$, का सफेद अवक्षेप आता है—



इसका नाम “अगलनीय सफ़ेद अवक्षेप” है।

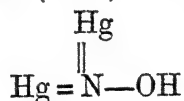
(३) अमोनिया और नेसलर-रस के योग से जो भूरा अवक्षेप आता है वह ऑक्सि द्वि-मरक्यूरि-अमोनियम आयोडाइड, $(\text{OHg}_2)\text{NH}_2\text{I}$, है।



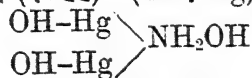
अमोनियम आयोडाइड

(४) अगर मरक्यूरिक ऑक्साइड को जलीय अमोनिया के साथ हलके हलके गरम किया जाय, तो एक पीला चूर्ण मिलता है, जिसे “मिलन भस्म” (Millon's base) कहते हैं। इसका संगठन क्या है, यह कहना कठिन है। निम्न प्रस्ताव किये गये हैं—

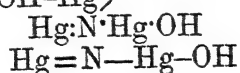
(क) रेमल्सबर्ग (१८८८) $\text{NHg}_2 \cdot \text{OH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



(ख) हॉफमन और मारबुर्ग (१८६६) $-(\text{OH} \cdot \text{Hg})_2\text{NH}_2\text{OH}$



(ग) फ्रैंकलिन (१६०५)



प्रश्न

१. यशद के मुख्य अयस्क कौन-कौन हैं ? इनसे यशद धातु कैसे निकालते हैं, और धातु का शोधन कैसे करते हैं ? (कलकत्ता, इण्टर)

२. आवर्त संविभाग के एक ही समूह में मेगनीशियम, यशद और कैडमियम को रखने के क्या कारण हैं ? यशद धातु तैयार करने में किन सिद्धान्तों का उपयोग होता है ? उसी विधि से मेगनीशियम क्यों नहीं तैयार किया जा सकता है ? (लन्दन, बी. एस.सी.)

३. निम्न यौगिक शुद्ध रूप में कैसे तैयार करोगे—फैडमियम सल्फेट, यशद क्लोराइड, मरक्यूरस क्लोराइड, मरक्यूरस नाइट्रेट, मरक्यूरस आयोडाइड, यशद नाइट्रेट ।

४. विस्फुरक जिंक सल्फाइड, नेसलर-रस, सोडियम क्लोरेट, यशद एथिल, और मरक्यूरिक फ्लुमिनेट पर सूक्ष्म टिप्पणियाँ लिखो ।

५. पारद के अस—और इक यौगिकों की तुलना करो ।

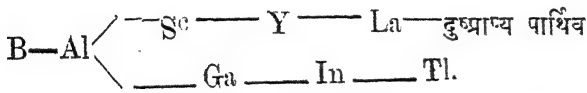
६. प्रकृति में पारद किस रूप में पाया जाता है ? अयस्क से शुद्ध पारद कैसे निकालोगे ? अशुद्ध पारे का कैसे शोधन करते हैं ?

अध्याय १३

तृतीय समूह के तत्त्व--बोरन, ऐल्यूमीनियम

मैंडलीफ के आवर्त संविभाग के तीसरे समूह में अनेक तत्त्वों का समावेश है जिनमें से बोरन और ऐल्यूमीनियम ही प्रसिद्ध हैं। शेष २१ तत्त्व या तो अप्रसिद्ध हैं, या इतने कम पाये जाते हैं, कि उनका उपयोग भी कम है, और उनका विस्तृत अध्ययन इस पुस्तक की मर्यादा से बाहर है। इस अध्याय के अन्त में हम उनका थोड़ा-सा ही वृत्तान्त देंगे।

अन्य प्रथम दो समूहों की भाँति इस तृतीय समूह में भी दो शाखायें ऐल्यूमीनियम के बाद हो जाती हैं। एक शाखा में स्कैंडियम, यिट्रियम और लैनथेनम तथा दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्व हैं। दूसरी शाखा में गैलियम, इण्डियम और थैलियम।



इनमें से स्कैंडियम, यिट्रियम आदि तत्त्व क-उपसमूह के हैं, और गैलियम, इण्डियम और थैलियम उपसमूह-ख के तत्त्व हैं। तृतीय समूह के तत्त्वों की यह विशेषता है कि बोरन और ऐल्यूमीनियम उपसमूह-क के तत्त्वों से इतने मिलते-जुलते नहीं हैं, जितने कि उपसमूह-ख के तत्त्वों से। प्रथम और द्वितीय समूह के पहले दो तत्त्व उपसमूह-क के तत्त्वों से मिलते-जुलते थे। जैसे लीथियम और पोटैशियम सोडियम आदि से, न कि ताँबा आदि से, अथवा बेरीलियम और मैगनीशियम कैल्शियम आदि से, न कि जस्ता आदि से।

भौतिक गुण—नीचे की सारणी में हम तृतीय समूह के सब तत्त्वों के भौतिक गुण देते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	अपेक्षित ताप
५	बोरन	B	१०.८२	२.३	२३००°	२५५०°	०.३०७
१३	एल्यूमीनियम	Al	२६.९७	२.७०२	९५८°	१८००°	०.२१६
३१	गैलियम	Ga	७०.१	५.६	२६.७५°	१६००°	..
४९	इंडियम	In	११४.८	७.४२	१५५°	१४५०°	...
८१	थैलियम	Tl	२०४.६	११.८५	३०.३५°	१६५०°	...
२१	स्कैंडियम	Sc	४५.१
३९	यिट्रियम	Y	८९.३३	५.५१
५७	लैन्थेनम	La	१३९.०	६.१२	८२६°	...	०.४५
५८	सीरियम	Ce	१४०.१३	६.६	६२३°	..	०.४५
५९	प्रेसिओडी- मियम	Pr	१४०.९२	६.४८	९४०°
		Nd	१४४.२७	६.९६	८४०°
६०	नीओडीमियम	II	१४६
६१	इलमियम	Sm	१५०.४३	७.८	१३५०°
६२	सेमेरियम	Eu	१५२.०
६३	यूरोपियम	Gd	१५६.९
६४	गैडोलीनियम	Tb	१५९.२
६५	टरबियम	Dy	१६२.४६
६६	डिस्प्रोसियम	Ho	१६३.५
६७	हौलमियम	Er	१६७.२	४.७७
६८	एरबियम	Tm	१६८.४
६९	थूलियम	Yb	१७३.०४
७०	यिटरबियम	Lu	१७५.०	..	१८००°
७१	लुटेसियम						

तृतीय समूह के तत्त्व—बोरन, ऐल्यूमीनियम ४३९

इस सारणी के देखने से भी पता चलता है कि जैसा द्रवणांक से स्पष्ट है, ऐल्यूमीनियम के बाद से दो शाखायें आरंभ होती हैं। ऐल्यूमीनियम के बाद एकदम गैलियम का द्रवणांक कम है, और यह फिर उत्तरोत्तर बढ़ता जाता है।

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु उपक्रम—हम नीचे केवल उपसमूह ख के और बोरन और ऐल्यूमीनियम के तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम देते हैं—

B—बोरन (५)— $1s^2. 2s^2. 2p^1$,

Al—ऐल्यूमीनियम (१३)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^1$.

Ga—गैलियम (३१)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^1$.

In—इंडियम (४९)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^1. 4d^{10}. 5s^2. 5p^1$.

Tl—थैलियम (८१)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^1. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^6. 5d^{10}. 6s^2. 6p^1$.

इस उपक्रम से स्पष्ट है कि बाह्यतम कक्ष में ऋणाणु $s^2. p^1$ स्थिति में हैं। सभी की संयोज्यता इस दृष्टि से ३ है। बाह्यतम कक्ष से ठीक पहली वाली कक्ष में बोरन में स्थिति s^2 है, ऐल्यूमीनियम में $s^2. p^1$, गैलियम में $s^2. p^1. d^{10}$ । अतः ये तीनों तत्त्व परस्पर समान होते हुये भी भिन्न हैं। इण्डियम और थैलियम में बाह्यतम कक्ष से पहले वाली कक्ष में भी स्थिति $s^2. p^1. d^{10}$ है, अतः गैलियम, इंडियम और थैलियम के गुण परस्पर बहुत मिलते-जुलते हैं।

स्कैंडियम, यिट्रियम, लैन्थेनम और शेष दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्वों का ऋणाणु-उपक्रम नीचे दिया जाता है।

	परमाणु संख्या	१s	२s २p	३s ३p ३d	४s ४p ४d ४f	५s ५p ५d ५f
Sc	२१	२	२ ६	२ ६ १	२	
Y	३९	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १ ०	२
La	५७	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १०	२ ६ १ २
Ce	५८	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० १	२ ६ १ २
Pr	५९	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० २	२ ६ १ २
Nd	६०	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ३	२ ६ १ २
Il	६१	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ४	२ ६ १ २
Sm	६२	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ५	२ ६ १ २
Eu	६३	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ६	२ ६ १ २
Gd	६४	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ७	२ ६ १ २
Tb	६५	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ८	२ ६ १ २
Dy	६६	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ९	२ ६ १ २
Ho	६७	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० १०	२ ६ १ २
Er	६८	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ११	२ ६ १ २
Tm	६९	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० १२	२ ६ १ २
Yb	७०	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० १३	२ ६ १ २
Lu	७१	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० १४	२ ६ १ २

इस उपक्रम से यह स्पष्ट हो जायगा कि स्कैंडियम, यिट्रियम और लैन्थेनम में घनिष्ठ संबंध है क्योंकि इनके बाह्यतम कक्षाओं में s^2, p^1, d^1, s^2 है। सभी दुष्प्राप्य पार्थिवों के बाह्यतम दो कक्षाओं में भी यही उपक्रम है इसलिये ये भी उसी शाखा के हैं।

सभी दुष्प्राप्य पार्थिव लगभग गुणों में समान हैं। इन सब में $4s^2, 5p^1, 5d^1, 6s^2$ उपक्रम है। इनमें क्रमशः ४f में एक एक अणु बढता जा रहा है। क्योंकि उपक्रम f में अधिक से अधिक १४ अणु आ सकते हैं अतः दुष्प्राप्य पार्थिवों की संख्या भी १४ है। पहला दुष्प्राप्य पार्थिव सीरियम है जिसमें ४f^१ है, और सबसे अन्तिम लुटेसियम है जिसमें ४f^{१४} है।

बोरन, कार्बन, सिलिकन—यह पहले कहा जा चुका है कि प्रत्येक

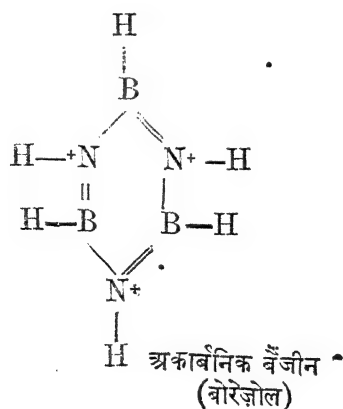
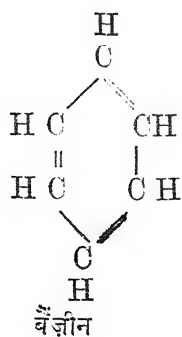
समूह का पहला तत्त्व आगे वाले समूह के दूसरे तत्त्व से कुछ बातों में मिलता जुलता है, जैसे लीथियम मैगनीशियम से, बेरीलियम ऐल्यूमीनियम से और इसी प्रकार बोरन भी सिलिकन से मिलता जुलता है क्योंकि कार्बन और सिलिकन एक ही समूह के हैं, अतः बोरन, कार्बन और सिलिकन में अनेक समानतायें हैं। जैसे कार्बन हीरा, ग्रेफाइट आदि अनेक रूपों में पाया जाता है, उसी प्रकार बोरन और सिलिकन भी दो मुख्य रूपों में मिलते हैं, एक तो बरवा (अमणिम), और दूसरा बज्र (ऐडेमेटाइन) या मणिम। यह बज्र बोरन और बज्र सिलिकन दोनों बड़े दृढ़ और कठोर होते हैं, और ताप के प्रति अवरोध उपस्थित करते हैं। इन पर अम्ल और क्षारों का प्रभाव भी नहीं पड़ता। इस प्रकार ये हारे से मिलते जुलते हैं। (अब सिद्ध किया गया है कि बज्र बोरन में ऐल्यूमीनियम और कार्बन होते हैं।)

कार्बन या सिलिकन के समान बोरन भी कई हाइड्राइड देते हैं।

जैसे C_2H_6 (एथेन) Si_2H_6 (दिसिलेन) B_2H_6 (दिवारेन)

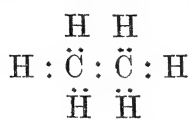
C_4H_{10} (ब्यूटेन) Si_4H_{10} (चतुः सिलेन) B_4H_{10} (चतुःबोरेन)

ये हाइड्रोकार्बन एककिल यौगिक भी देते हैं जैसे B_2H_6 से $B_2H_5-CH_3$; या $B_2H_4(CH_3)_2$ आदि। और इसी प्रकार एमिन भी जैसे $B_2H_5-NH_2$, बोरन और नाइट्रोजन दोनों मिल कर २ कार्बनों के बराबर हैं (एक की परमाणु संख्या ५, और दूसरे की ७; दोनों की औसत ६ हुई जो कार्बन की परमाणु संख्या है)। अतः बोरन, नाइट्रोजन और हाइड्रोजन के योग से एक ऐसा यौगिक बनता है जिसे बोरेजोल (borazole) या अकार्बनिक वैज्जीन कहते हैं। यह यौगिक वैज्जीन का एलेक्ट्रोनिक समावयव (electronic isomer) है।



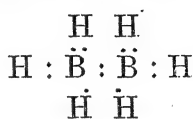
ये दोनों यौगिक गुणों में कितने समान हैं, इसका उल्लेख आगे होगा।

$B_2 H_6$ और $C_2 H_6$ में भिन्नता — द्विबोरेन यौगिक में दो एकाकी बन्धकतायें (single linkage) हैं, पर एथेन में सब बन्धकतायें सहसंयोजक (covalent) हैं। अतः द्विबोरेन तो अमोनिया के दो अणुओं से संयुक्त होकर $B_2 H_6 (N H_3)_2$ यौगिक दे सकता है, पर एथेन नहीं।



एथेन

(सहसंयोज्यता)

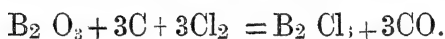
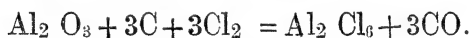


द्विबोरेन

(एकाकी बन्धकता)

बोरन और ऐल्यूमीनियम की तुलना—आवर्त संविभाग में ऐल्यूमीनियम के चारों ओर बोरन, सिलिकन, स्कैंडियम और मेगनीशियम हैं। अतः इसके गुण इन चारों के गुणों की औसत हैं। यह सिलिकन और बोरन की अपेक्षा अधिक विद्युत् धनात्मक है पर मेगनीशियम और स्कैंडियम से कम।

बोरन के सभी ऑक्साइड अम्ल-जनक हैं, पर ऐल्यूमीनियम के ऑक्साइडों में आम्लिकता कम है, अतः ऐल्यूमिनेट उतने नहीं बनते, और न वे स्थायी ही होते हैं जितने कि बोरेट। ऐल्यूमीनियम के लवण, क्लोराइड, नाइट्रेट, फॉस्फेट, सल्फेट आदि, स्थायी हैं, पर बोरन के लवण कम बनते हैं। ऐल्यूमीनियम में धातुओं के गुण अधिक हैं, पर बोरन में बहुत ही कम। इसे हम अधातु तत्त्व मान सकते हैं। फिर भी $Al_2 O_3$ और $B_2 O_3$ ऑक्साइडों में समानता है। दोनों से एक प्रकार ही क्लोराइड बनाये जा सकते हैं—



बोरन त्रिक्लोराइड (BCl_3 या $B_2 Cl_6$) सिलिकन चतुः क्लोराइड के समान ही सधूम द्रव (fuming liquid) है, पर ऐल्यूमीनियम क्लोराइड रवेदार ठोस पदार्थ है। दोनों के नाइट्राइडों में समानता भी है, और अन्तर भी। बोरन नाइट्राइड $B_2 O_3$ को अमोनिया के साथ गरम करके बनाते हैं (अथवा बोरन को अमोनियम क्लोराइड के साथ गरम करके)। ऐल्यूमीनियम और अमोनिया के योग से ऐल्यूमीनियम नाइट्राइड बनता है। दोनों नाइट्राइड पानी के साथ अमोनिया देते हैं पर बोरन नाइट्राइड से बोरिक एसिड मिलता है, और ऐल्यूमीनियम नाइट्राइड से ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड।

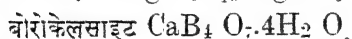
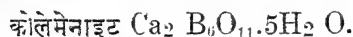
बोरन, B

[Boron]

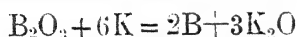
हमारे देश में लंदन की ओर से जो सुहागा (टिकल) आता है, उसका उल्लेख सोडियम यौगिकों के साथ किया जा चुका है। यह भारतवर्ष का पुराना परिचित पदार्थ है, और औद्योगिकों में काम आता है। सन् १८०८ में गेलूसाक (Gay Lussac) और (Thenard) ने बोरिक ऑक्साइड को पोटैशियम के साथ गरम करके बोरन तत्त्व प्राप्त किया था।



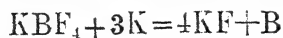
प्रकृति में बोरन तत्त्व के रूप में कहीं नहीं मिलता। यह बोरेटों के रूप में या बोरिक ऐसिड के रूप में मिलता है। सुहागा (बोरेक्स) सोडियम पायरो-बोरेट, $Na_2 B_4O_7 \cdot 10H_2O$, है। कोलेमेनाइट (colemanite) और प्रिसाइट (pricite) कैल्शियम बोरेट हैं। उलेक्साइट (ulexite) सोडियम और कैल्शियम के मिश्रित बोरेट हैं।



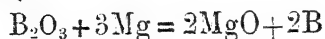
बोरन की प्राप्ति—(१) डेवी ने बोरन त्रिऑक्साइड को पोटैशियम धातु के साथ गरम करके बोरन पाया था—



(२) पर यदि पोटैशियम बोरोफ्लोराइड को पोटैशियम के साथ गरम किया जाय तो बोरन और आसानी से मिलेगा—



(३) आजकल बोरन त्रिऑक्साइड का आधिक्य लेकर उसमें मेगनीशियम चूर्ण मिलाते हैं, और रक्ततप्त करते हैं। बड़ी उग्र प्रतिक्रिया होती है और कई पदार्थ मिलते हैं जैसे बोरिक ऑक्साइड, मेगनीशियम बोराइड, मेगनीशियम बोरेट, और बोरन तत्त्व। वस्तुतः इन चारों का भ्रू मिश्रण प्राप्त होता है।

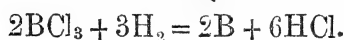


और साथ-ही-साथ—



इस भूरे मिश्रण को पहले हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ उबालते हैं और फिर सांद्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ। ऐसा करने पर ऑक्साइड, बोराइड और बोरेट तो घुल जाते हैं। केवल बोरन तत्त्व रह जाता है। इस प्रकार प्राप्त बोरन को फिर शून्य में बिजली की भट्टी में 1200° तक गरम करते हैं, ऐसा करने पर शुद्ध बोरन मिल जाता है।

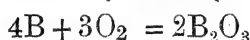
(४) ६६% शुद्धता का खेदार बोरन त्रिक्लोराइड और हाइड्रोजन के वातावरण में टंगस्टन और मीलिबडीनम के एलेक्ट्रोडों के बीच में उच्च आवृत्तियों की चिनगारियाँ प्रवाहित करने पर मिलता है—



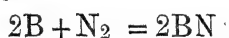
बोरन के गुण—शुद्धतम बोरन में उपधातु (metalloid) के गुण होते हैं, अर्थात् न तो यह पूरी तरह धातु ही है, न अधातु ही। पालिश कर देने पर इसमें क्रोमियम की सी चमक आ जाती है। यह धातु बड़ी कठोर होती है, यद्यपि इसका घनत्व २.३ ही है। सापेक्षतः यह बहुत कम क्रियाशील है।

बेरवा 'अमणिभ' बोरन का रंग चेस्टनट का सा भूरा होता है। इसका घनत्व २.४५ ही है, और इसका द्रवणांक भी ऊँचा है।

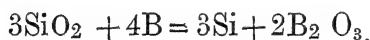
साधारण तापक्रम पर बोरन हवा में अप्रभावित रहता है पर यदि इसे ऑक्सीजन में 700° से ऊपर गरम करें तो यह तेज रोशनी से जलता है, और बोरन त्रिऑक्साइड बनता है—



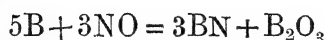
हवा में यदि गरम किया जाय तो ऑक्साइड के साथ-साथ नाइट्राइड भी बनता है—



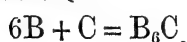
बोरन को बालू के साथ गरम किया जाय तो सिलिकन का स्थान बोरन ले लेता है।



बोरन नाइट्रिक ऑक्साइड में भी जल सकता है, और बोरन नाइट्राइड बनता है—



बोरन बिजली की भट्टी में कार्बन से भी युक्त हो जाता है और बोरन कार्बाइड बनता है—



यह श्वेत ताप पर गन्धक से युक्त होकर बोरन सल्फाइड, B_2S_3 , देता है।

नाइट्रिक एसिड, सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड, पोटैशियम नाइट्रेट आदि उपचायक पदार्थों के योग से बोरन बोरिक एसिड (B_2O_3) देता है।

कास्टिक क्षारों के योग से यह बोरेट देता है और हाइड्रोजन निकलता है।

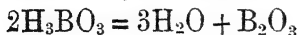
मणिभीय (रवेदार) बोरन—सन् १८५६ में डेविल (Deville) और वूह्लर (Wohler) ने 1300° पर बोरन और ऐल्यूमीनियम को गला कर मणिभीय (रवेदार) बोरन तैयार किया। यह गला हुआ पदार्थ जब ठंडा पड़ा तो इसकी सतह पर इस बोरन के छोटे-छोटे रवे प्रकट होने लगे। इन्हें यदि अलग कर लिया जाय और धातु को हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोल डाला जाय तो जो मणिभ रह जायेंगे उनका नाम यज्ञ बोरन (adamantine) पड़ा। कुछ मणिभ तो स्वच्छ और नीरंग थे, और कुछ भूरे। सब की आकृति वही थी जो हीरे की।

यज्ञ बोरन पर एसिडों का असर नहीं होता पर क्षारों के साथ गलने पर यह घुल जाता है। इन मणिभों में सदा ४ प्रतिशत तक कार्बन और ७ प्रतिशत तक ऐल्यूमीनियम रहता है। अतः यह ऐल्यूमीनियम बोरोकार्बाइड, $B_{10}C_2Al_3$ अथवा ऐल्यूमीनियम बोराइड, AlB_{12} , माना जा सकता है।

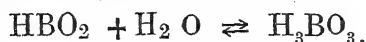
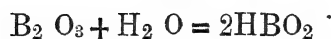
परमाणुभार—बोरन के वाष्पशील क्लोराइड, हाइड्राइड और कार्बनिक यौगिकों के वाष्प घनत्व के आधार पर बोरन का परमाणुभार ११ के निकट ठहरता है। डूलोन और पेटी के नियम के आधार पर निश्चय करना कठिन हो जाता है क्योंकि इसका आपेक्षिक ताप अनिश्चित है। इसका रासायनिक तुल्यांक ३.७ के लगभग होने से यह धातु त्रिसंयोज्य सिद्ध होती है। BCl_3 , BBr_3 आदि से जो $3AgCl$ या $3AgBr$ बनता है उससे इसका परमाणुभार ११ से कुछ कम मालूम होता है। आजकल परमाणुभार 10.82 माना जाता है।

बोरन के दो समस्थानिक १० और ११ हैं।

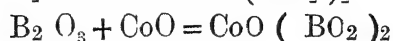
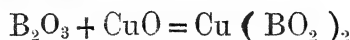
बोरिक त्रिऑक्साइड (बोरिक ऑक्साइड या बोरिक अनुद), B_2O_3 —यह कहा जा चुका है कि यह बोरन को ऑक्सीजन में जलाने पर मिलता है। बोरिक एसिड को रक्तत करने पर भी आसानी से प्राप्त होता है—



यह पानी से संयुक्त होकर पहले तो मेटाबोरिक एसिड और फिर ऑर्थोबोरिक एसिड देता है—

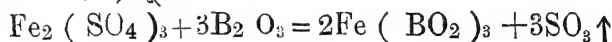


बोरिक ऑक्साइड धातुओं के ऑक्साइडों से संयुक्त होकर रंगदार मेटाबोरेट देता है

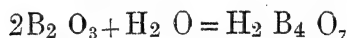
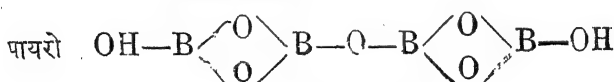
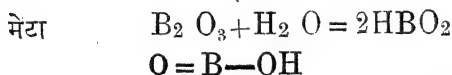
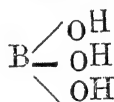


बोरेक्स (सुहागे) के साथ जो फुत्तिका परीक्षण (beal test) किया जाता है, वह इन रंगीन मेटाबोरेटों पर ही निर्भर है।

फेरिक सल्फेट (या नाइट्रेट) के साथ गरम करने पर सलफर त्रिऑक्साइड (नाइट्रिक ऑक्साइड) धूम निकलेगा और फ़ैरिक बोरेट बनेगा—

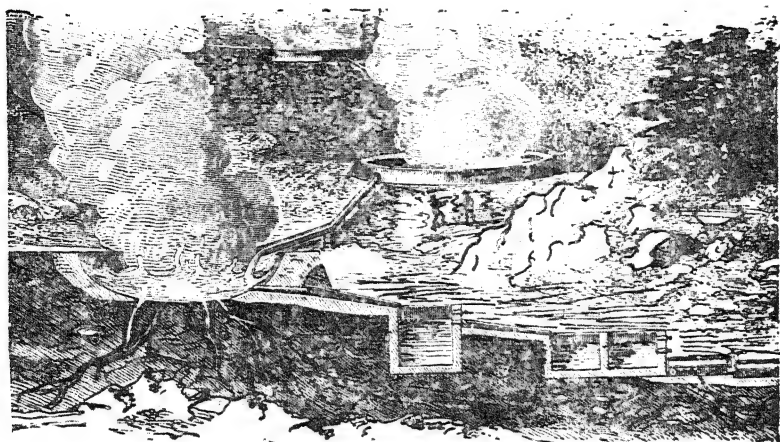


बोरिक एसिड—बोरिक त्रिऑक्साइड के आधार पर बोरन के अर्थों, मेटा और पायरो-बोरिक अभल बनते हैं।



साधारण बोरिक एसिड अर्थों है।

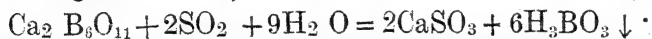
अर्थों बोरिक एसिड, H_3BO_3 —(१). टस्केनी प्रान्त के कुछ प्रदेशों की भूमि से जो जल वाष्प का फौवारा निकलता है उसमें बोरिक एसिड मुक्त शुद्ध अवस्था में पाया जाता है। इन फौवारों को सोफियोनी (Soffioni) कहते हैं। इन वाष्पों में एसिड होता तो कम है पर सोफियोनी के चारों ओर पत्थर काट कर ऐसे कड़ाह बना दिये जाते हैं, कि उनमें पानी वहीं का भाप से गरम होता रहता है। ये कड़ाह ऊपर से नीचे तक क्रमशः बने होते हैं, और विलयन ऊपर वालों में से नीचे वाले कड़ाहों में ज्यों ज्यों आता है, इसमें एसिड की सान्द्रता बढ़ती जाती है। प्रत्येक कड़ाह में लगभग २४ घण्टे विलयन



चित्र ६८—सोफियोनी

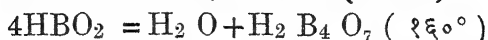
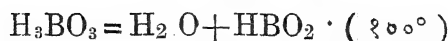
रहता है, और फिर नीचे वाले में आ जाता है। चार पाँच सोफियोनी की भाषों से गरम होने पर बोरिक एसिड के रवे पृथक् होने लगते हैं। अन्त में इन्हें सीसे के कड़ाहों में गरम करके पूरी तरह सुखा लिया जाता है।

(२) आजकल संसार का अधिकांश बोरिक एसिड दक्षिणी अमरीका और कैलिफोर्निया में प्राप्त कैलसियम बोरेट से बनाया जाता है। कैलसियम बोरेट खनिज को महीन पीसते हैं, और पानी के साथ उबालते हैं। विलयन में सल्फर डाइऑक्साइड गैस प्रवाहित होती रहती है। ऐसा होने पर कैलसियम सल्फाइड विलयन में घुला रह जाता है, और बोरिक एसिड का अवक्षेप आ जाता है।

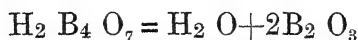


बोरिक एसिड के एकानताक्ष मणिभ श्वेत रंग के होते हैं। इनमें मोती की सी चमक होती है। ये भाप के साथ काफी वाष्पशील हैं। यह ठंडे पानी में कम विलेय पर गरम पानी में काफी घुलता है। १०० ग्राम पानी में १२° पर ३.७ ग्राम और उबलते पानी में २८.१ ग्राम। बोरिक एसिड का जलीय विलयन लिटमस के प्रति हलका सा अम्लीय होता है। हल्दी के साथ भूरा सा रंग देता है।

यदि ऑर्थो बोरिक एसिड को १००° तक गरम किया जाय तो मेटा-बोरिक एसिड बनता है और १६०° तक गरम करने पर पायरो (अथवा चतुः) बोरिक एसिड—



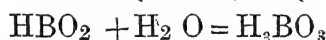
और अधिक गरम करने पर इसका फूला बनेगा और त्रिऑक्साइड रह जावेगा—



इसका उपयोग ओषधि में कीटाणुनाशक चूर्ण बनाने में होता है (जिसे बोरिक पाउडर कहते हैं)। इससे बोरिक लोशन (पानी में घोल कर) और बोरिक आइएंटमेंट (वैसलीन या मोम में मिला कर) बनाते हैं। फल और तरकारियों के संरक्षण में भी इसका उपयोग था। पर सन् १९२५ से भोज्य पदार्थों के संरक्षण में इसका उपयोग निषिद्ध कर दिया गया है।

बोरिक ऐसिड काँच और मिट्टी के बर्तनों में लुक (glaze) के रूप में भी प्रयुक्त होता है।

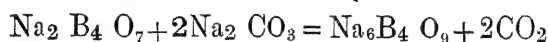
मेटाबोरिक ऐसिड, HBO_2 —यह ऑर्थो बोरिक ऐसिड को 100° तक कुछ देर गरम करने पर बनता है। यह श्वेत ठोस पदार्थ है जो 200° के नीचे ही स्थायी है, और ऊपर के तापक्रम पर यह विभाजित हो जाता है। इसको यदि पानी में बोलें तो यह ऑर्थो-ऐसिड ही हो जाता है—



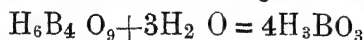
पायरोबोरिक ऐसिड, $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, ऑर्थो बोरिक ऐसिड को गरम करने पर बनता है।



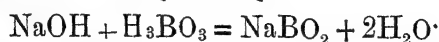
यदि सुहागे ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) को सोडियम कार्बोनेट के साथ गरम किया जाय तो सोडियम पायरोबोरेट बनता है।



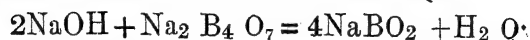
पायरोबोरिक ऐसिड भी पानी में घुल कर ऑर्थो-ऐसिड ही देगा।



सोडियम मेटाबोरेट, $\text{NaBO}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ —कास्टिक सोडा और बोरिक ऐसिड के योग से यह बनता है—



सुहागे और कास्टिक सोडा के योग से भी बनता है—



सुई के से इसके रवे होते हैं।

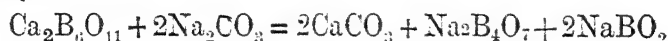
सोडियम चतुःबोरेट, सुहागा या बोरेक्स, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ —
इसे सोडियम द्विबोरेट या पायरोबोरेट भी कहते हैं। इन ऐसिडों के नामकरण के संबंध में सब वैज्ञानिक एक मत नहीं हैं।

उत्तरी अमरीका की सूखी भूमिों की भूमि में और भारतवर्ष के तिब्बतीय प्रदेश में यह पाया जाता है। इसे टिंकण कहते हैं। शुद्ध नाम टंकण है। पानी में घोल कर मणिभीकरण द्वारा इसके टोस रवे प्राप्त कर लिये जाते हैं।

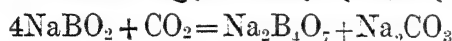
इटली के बोरिक ऐसिड को सोडा राख के साथ गरम करके भी सुहागा बनाया जाता है—



कैल्सियम बोरेट और सोडियम कार्बोनेट की विनिमय प्रतिक्रिया से भी बनता है—



जब सुहागे के सब मणिम विलयन में से पृथक् हो आवें, और सोडियम मेटा बोरेट रह जाय तो विलयन में कार्बन डाइऑक्साइड प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर मेटाबोरेट भी सुहागे में परिणत हो जाता है—



साधारण सुहागा—सफलकीय सुहागा— $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ —
इसके मणिमों में पानी के १० अणु होते हैं। इसके एकानताक्ष नीरंग मणिम होते हैं। सुहागा ठंडे पानी में कम, पर गरम पानी में अच्छी तरह घुलता है। १०० ग्राम पानी में २१.५° पर २.८ ग्राम और १००° पर ५२.३ ग्राम निर्जल सुहागा घुलता है।

सुहागे को गरम करें तो इसका पानी निकलने लगता है, और फूला बन जाता है। यह बड़ी सी सफेद फुल्लि और गरम करने पर काँच के समान पारदर्शक हो जाती है। जैसा पहले कहा जा चुका है इस सुहागे के काँच में बहुत सी धातुओं के ऑक्साइड घुल कर रंग विरंगे काँच देते हैं। इन रंगों को देख कर ताँबे, कोबल्ट, मैंगनीज, निकेल, आदि के लवणों की पहिचान की जा सकती है।

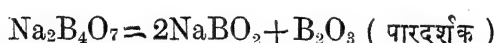
सुहागा फुल्लिका-परीक्षण (borax bead test)—प्लैटिनम तार के सिरे पर छोटा सा छल्ला बनाओ। इसे पानी में भिगो कर सुहागे पर रखो। जितना सुहागा छल्ले से चिपट जाय, बुन्सन ज्वाला में उसे गरम करके फुल्लिका बनाओ। यह फुल्लिका अन्त में गल कर काँच सी पारदर्शक

हो जायगी। इस सुहागे की फुल्लिका से लवण को छूओ। फुल्लिका को ज्वाला में रखो। ज्वाला का बाह्यतम नीरंग भाग उपचायक या “ऑक्सीकारक” ज्वाला कहलाता है, और भीतरी भाग अपचायक या “अवकारक” ज्वाला। यह देखो कि फुल्लिका का रंग दोनों प्रकार की ज्वालाओं में रखने पर गरम स्थिति में कैसा हो जाता है और बाहर निकाल कर ठंडा करने पर रंग कैसा रह जाता है। नीचे की सारणी में ये रंग दिये जाते हैं।

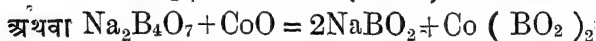
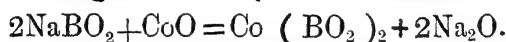
यौगिक में धातु	सुहागे की फुल्लिका का रंग			
	अपचायक	ज्वाला में	उपचायक	ज्वाला में
	गरम	ठंडा	गरम	ठंडा
ताँबा	नीरंग	अपारदर्शक		
लोहा	बोतल का हरा रंग	भूरा-लाल	नीला	नील-हरा
क्रोमियम	हरा	बोतल का हरा रंग	भूरा-नीला	पीला
निकेल	धूसर	हरा	पीला	पीला-हरा
मैंगनीज	गोमद	धूसर	बैंगनी	भूरा
कोबाल्ट	नीला	बैंगनी	नीरंग	नीरंग
		नीला	नीला	नीला

सुहागे की फुल्लिका में प्रतिक्रिया इस प्रकार होती है—

सुहागा, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, गरम होने पर पारदर्शक फुल्लिका मेटाबोरेट की देता है—



यह मेटाबोरेट धातुओं के ऑक्साइडों के साथ उनके मेटाबोरेट देता है—



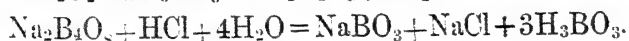
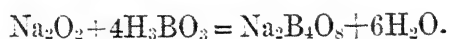
यह मेटाबोरेट सोडियम मेटाबोरेट में घुल कर ठोस विलयन (solid solution) देते हैं।

उपयोग—सुहागे का उपयोग चीनी मिट्टी के बर्तनों पर लुक फेरने में होता है। क्रम प्रसार का काँच तैयार करने में भी इसका प्रयोग होता है।

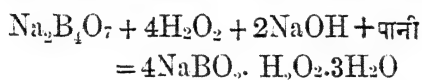
पायरेक्स काँच भी इसी की सहायता से तैयार किये जाते हैं। चश्मों के काँचों में भी इसका उपयोग है। चमड़ों की सफाई में भी सुहागा काम आता है। कागजों पर लुक फेरने में भी इसका महत्व है (१०० पौंड कैसीन

में १५ पौंड सुहागा मिला कर लुक बनाते हैं) । सुहागे के ८% विलयन में नोबू डुबोये जायें तो सड़ने से बचे रह सकते हैं ।

सोडियम परबोरेट, $\text{NaBO}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ —यह परबोरिक एसिड का, जो मुक्तावस्था में नहीं मिलता, लवण है । ठंडे पानी में बोरिक एसिड अस्त्रस्त (suspend) करो और इसमें सोडियम परोक्साइड डालो । विलयन को थोड़ी देर रख छोड़ने पर “परबोरेक्स” नामक लवण के मणिभ मिलेंगे । इन मणिभों पर यदि हल्के अम्ल की प्रतिक्रिया की जाय तो सोडियम परबोरेट, $\text{NaBO}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ का अवक्षेप आवेगा ।



बेराइटीज व्यवसाय का उल्लेख करते समय इस लवण का जिसे $4\text{NaBO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ भी लिखा जाता है, वर्णन दिया जा चुका है । बेरियम परोक्साइड और फॉस्फोरिक एसिड के योग से जो हाइड्रोजन परोक्साइड मिलता है, वह सुहागे के साथ सोडियम परबोरेट देता है—



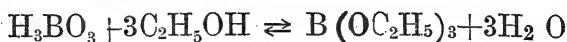
इसमें सुहागे के क्षारीय गुण और हाइड्रोजन परोक्साइड के उपचायक गुण विद्यमान हैं । दाँतों की सफाई में इस दृष्टि से इसका विशेष उपयोग है ।

बोरेट का अनुमापन—सुहागा पानी के साथ इतना उदविच्छेदित होता है कि इसका विलयन फीनोलथैलीन के साथ चटक लाल रंग देता है । बोरिक एसिड आयनीकृत होने पर एकभास्मिक अम्ल की तरह प्रतिक्रिया देता है । बहुत सी ग्लिसरीन छोड़ कर इसे कास्टिक सोडा से अनुमापित किया जा सकता है ।

सुहागे के हल्के विलयन में फीनोलथैलीन द्वारा लाल रंग लाओ । अब इसमें यदि ग्लिसरीन छोड़ी जायगी तो लाल रंग उड़ जायगा । गरम करने पर यह रंग फिर आ जाता है—(डंस्टन विधि, Dunstan's) ।

बोरेट का परीक्षण साधारणतया इस प्रकार कर सकते हैं । सूखे बोरेट में सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड मिला कर प्याली में काँच की छड़ से टारो । अब इसमें थोड़ा सा एल्कोहल डाल दो । बुन्सन ज्वाला से प्याली में एल्कोहल जलाओ । ज्वाला का रंग यदि किनारे पर हरा हो, तो बोरेट के

सकता है। यह रंग एथिल बोरेट, $(\text{BOC}_2\text{H}_5)_2$, के जलने पर आया है। एथिल बोरेट ज्वलनशील गैस है।



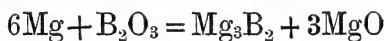
बोरन के निम्न ऑक्साइड—मोयसाँ के अमणिभीय बोरन में B_4O_7 ऑक्साइड की संभावना की जाती है। मेगनीशियम बोराइड को पानी से प्रभावित करके जो विलयन मिलता है उसे शून्य में सुखा कर फिर गरम करने पर B_2O_3 बनता है, ऐसी ट्रेवर्स (Travers) की धारणा है।

मेगनीशियम बोराइड और पानी के संपर्क से जो $\text{Mg}_3\text{B}_2(\text{OH})_6$ यौगिक बनता है—



उसे कई दिन अमोनिया के संपर्क में हाइड्रोजन के वातावरण में रखने पर जो विलयन मिलता है उसे शून्य में सुखाने पर एक ऑक्साइड, B_4O_7 बनता है। यह पीला-भूरा पदार्थ है। इसी प्रकार बोरन के और भी निम्न ऑक्साइड बनते हैं।

बोरन हाइड्राइड—कार्बन, सिलिकन और जर्मेनियम के समान बोरन भी अनेक हाइड्राइड देता है। सब से पहला संतृप्त हाइड्राइड BH_3 तो संदिग्ध है। बोरन हाइड्राइड बहुधा मेगनीशियम बोराइड और ऐसिडों के योग से बनते हैं। मेगनीशियम चूर्ण को बोरन त्रिऑक्साइड के साथ गरम करने पर मेगनीशियम बोराइड बनता है।



इस बोराइड को फॉस्फोरिक ऐसिड या हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड से प्रतिकृत करते हैं। जो गैसें निकलती हैं, उन्हें द्रव हवा के द्वारा ठंडा किया जाता है। भिन्न भिन्न तापक्रमों पर आंशिक स्खण्ड करने से B_2H_6 , B_4H_{10} , B_6H_{10} , $\text{B}_{10}\text{H}_{14}$, B_5H_9 , B_6H_{12} आदि अनेक हाइड्राइड प्राप्त होते हैं। B_4H_{10} का क्वथनांक 12° , और द्रवणांक -116.7° है। B_6H_{10} का द्रवणांक -64.1° है। B_4H_{10} शीघ्र ही विभाजित होकर B_2H_6 और हाइड्रोजन देता है। B_2H_6 को द्विबोरेन (diborane) कहते हैं। यह पानी और चिकनाई के अभाव में काफी स्थायी है।

द्विबोरेन अमोनिया के दो अणुओं से संयुक्त होकर द्विबोरेन का द्विअमोनियेट देता है जिसका सूत्र $\text{B}_2\text{H}_6(\text{NH}_3)_2$ है। यह यौगिक गरम करने पर एक यौगिक $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ देता है। स्टॉक और पोलेंड (Stock and

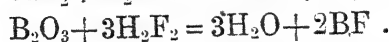
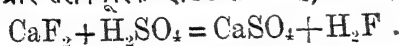
तृतीय समूह के तत्त्व—बोरन, ऐल्यूमीनियम ४५३

Poland, १९२६) ने इसका नाम बोरेजोल रक्खा है और बेंज़ीन का एलेक्ट्रॉनिक समावयव होने के कारण इसे अकार्बनिक बेंज़ीन भी कहते हैं।

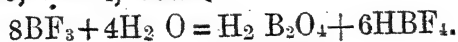
बेंज़ीन और बोरेजोल में कितनी समानता है, यह नीचे दिये हुए अंकों से स्पष्ट है—

गुण	बेंज़ीन C_6H_6	बोरेजोल या अकार्बनिक बेंज़ीन, $B_3N_3H_6$
एलेक्ट्रॉन संख्या	४२	४२
अणुभार	७८	८०
कथनांक	३.३° K	३२८° K
द्रवणांक	२७६° K	२७५° K
कथनांक पर घनत्व	०.८१	०.८१
पृष्ठ तनाव	३१	३१.१
परायतनिक	२०६	२०८
C-C दूरी	१.४२ Å	—
B-N दूरी	—	१.४४ Å

बोरन फ्लोराइड, BF_3 —यह कैल्सियम फ्लोराइड, सलफ्यूरिक एसिड और बोरन त्रिऑक्साइड के योग से बनता है—(उसी तरह जैसे बालू, फ्लोराइड और सलफ्यूरिक एसिड से SiF_4)—

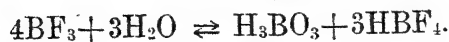


बोरन को फ्लोरीन में गरम करने पर भी यह बनता है। यह नीरंग धूमवान गैस है। पानी के साथ यह बड़ी उत्सुकता से संयुक्त होती है और हाइड्रोफ्लोबोरिक एसिड, HF_4 , बनता है।



अथवा

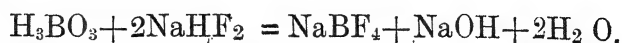
मेटा बोरिक
एसिड



ऑर्थोबोरिक
एसिड

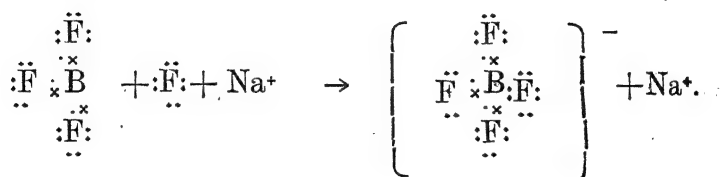
(यह प्रतिक्रिया SiF_4 और पानी की प्रतिक्रिया के समान है जिसमें हाइड्रोफ्लोसिलिसिक एसिड, और सिलिसिक एसिड बनते हैं)

हाइड्रोफ्लोबोरिक एसिड का सोडियम लवण, NaBF_4 , भी बनाया जा सकता है। यह सोडियम हाइड्रोजन फ्लोराइड और बोरिक एसिड से बनता है—



इन्हें सोडियम फ्लोराइड और बोरन फ्लोराइड का योगजात (additive) यौगिक मानना चाहिये।

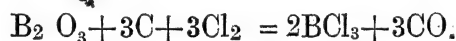
इनमें बोरन की संयोज्यता ५ नहीं, ४ ही है।



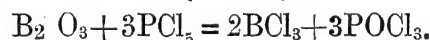
ये लवण विलयन में आयनित होने पर BF_4^- आयन देते हैं।

बोरन त्रिक्लोराइड, BCl_3 —बेरवा बोरन को गरम करके क्लोरीन के संसर्ग में लाया जाय तो यह यौगिक बनता है। यह नीरंग गैस है जिसका कथनांक 12.5° और द्रवणांक -106° है, और घनत्व 1.4 ।

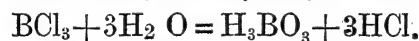
यह बोरन त्रिऑक्साइड, और कोयले के मिश्रण को गरम करके क्लोरीन द्वारा प्रतिकृत करके भी बनाया जा सकता है—



बोरन त्रिऑक्साइड और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड को बन्द नली में 150° तक गरम करके भी यह बनता है—

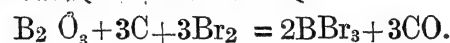


पानी के संसर्ग में यह उद्विच्छेदित होकर बोरिक एसिड देता है।



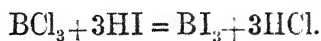
इसे द्रव अमोनिया में प्रवाहित करें तो -23° पर बोरन एमाइड, $\text{B}(\text{NH}_2)_3$, और 0° पर बोरन-इमाइड, $\text{B}_2(\text{NH})_3$ बनते हैं।

बोरन ब्रोमाइड, BBr_3 —यह बोरिक ऑक्साइड, ब्रोमीन और कार्बन के संसर्ग से क्लोराइड के समान बनता है—

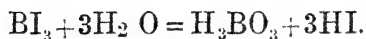


इस नीरंग गाढ़े द्रव का द्रवणांक -46° और कथनांक $60.1^\circ/7640 \text{ mm.}$ है।

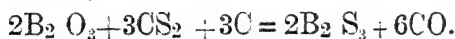
बोरन आयोडाइड, BI_3 —यह बोरन त्रिक्लोराइड और हाइड्रो-आयोडिक एसिड के योग से गरम नली में बनता है—



इसके सफेद पत्राकार रवे होते हैं जिनका क्वथनांक 210° और द्रवणांक 43° है। पानी के योग से इसका भी उदविच्छेदन हो जाता है।

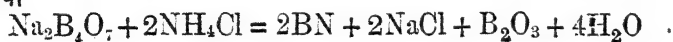
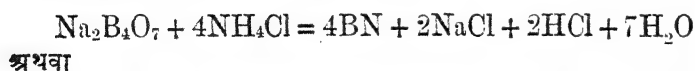


बोरन सलफाइड, B_2S_3 और B_2S_5 —गन्धक और अमणिभीय बोरन को श्वेत ताप पर गरम करने पर B_2S_3 बनता है। तप्त बोरन ऑक्साइड और कार्बन मिश्रण पर कार्बन द्विसलफाइड की वाष्पें प्रवाहित करके भी बनाया जा सकता है।



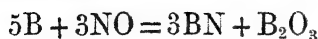
इसके श्वेत मणिम सुई के आकार के होते हैं, जिनका द्रवणांक 210° है। बोरन त्रिसलफाइड को गन्धक के साथ (कार्बन द्विसलफाइड में घोल कर) बोरन पंचसलफाइड प्राप्त होता है जो श्वेत मणिभीय पदार्थ है। इसका द्रवणांक 136° है।

बोरन नाइट्राइड, $B.N.$ —(१) जैसा पहले कहा जा चुका है, यह बोरन को नाइट्रोजन में श्वेत ताप पर गरम करने पर मिलता है। (२) दूसरी विधि इससे अच्छी यह है कि शुष्क अमोनियम क्लोराइड को पूर्णतः निर्जल सुहागे के साथ प्लैटिनम मूषा में रक्त तप्त किया जाय।

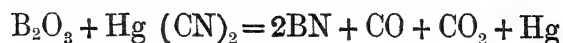
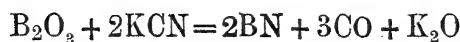


इस प्रतिक्रिया में बने सभी पदार्थ पानी या हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाते हैं, पर बोरन नाइट्राइड नहीं घुलता। इस प्रकार इसे दूसरों से अलग किया जा सकता है।

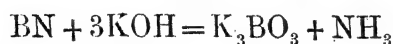
(३) बोरन जब नाइट्रिक ऑक्साइड में जलता है, तब भी बोरन नाइट्राइड बनता है।



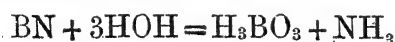
(४) जब बोरन त्रिऑक्साइड को पोटैशियम सायनाइड या मरक्यूरिक सायनाइड के साथ तपाते हैं, तब भी नाइट्राइड बनता है—



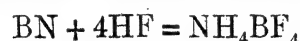
यह श्वेत चूर्ण है जो तपा कर गलाया नहीं जा सकता । इस पर खनिजाम्लों, क्षारों और क्लोरीन का रक्तताप पर भी कोई प्रभाव नहीं पड़ता । पोटैश के साथ गलाये जाने पर यह विभाजित हो जाता है—



बोरन नाइट्राइड पर ठंडे या गरम पानी का असर नहीं होता, पर यदि भाप के प्रवाह में गरम करें तो अमोनिया निकलती है—



यह हाइड्रोफ्लोरिक एसिड में घुल कर अमोनियम बोरोफ्लोराइड देता है—



इसी प्रकार पोटैसियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर पोटैसियम सायनेट देगा—



ऐल्यूमीनियम, Al

[Aluminium]

हमारे देश में ऐल्यूमीनियम धातु का प्रचार तो इसी युग में हुआ है पर इसके यौगिक, फिटकरी, से तो परिचय बहुत पुराना है । फिटकरी पोटैसियम ऐल्यूमीनियम सल्फेट है । इसके मणिभ आक्साइड, लाल और नीलम, सदा से मूल्यवान समझे जाते रहे हैं । ऐल्यूमिना और चूने का अन्तर तो १८ वीं शताब्दी में ही स्पष्ट मालूम हो गया था, सन् १८२४ में ओरस्टेड (Oersted) ने और सन् १८२७ में वूह्लर (Wohler) ने सबसे पहले ऐल्यूमीनियम धातु तैयार की । सन् १८५४ में बुन्सन (Bunsen) और डेविल (Deville) ने गलित ऐल्यूमीनियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से शुद्ध धातु बनायी । सन् १८८६ से यह व्यापारिक मात्रा में विद्युत् विधि से तैयार की जाने लगी और तब से इसका व्यवसाय उत्तरोत्तर बढ़ता ही जा रहा है । इस युग की तैयार की गयी धातुओं में इसका उपयोग सब से अधिक है ।

तृतीय समूह के तत्त्व—बोरन, ऐल्यूमीनियम ४५७

अयस्क—भूमि पृष्ठ पर ऐल्यूमीनियम के यौगिक बहुत पाये जाते हैं। इन यौगिकों में सबसे अधिक मात्रा ऐल्यूमीनियम सिलिकेट की है जैसे फेल्सपार (felspar) में यह पोटैशियम और कैल्शियम सिलिकेटों के साथ पाया जाता है। इसके मुख्य अयस्क ये हैं—

क्रायोलाइट— $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ (cryolite)

बौक्साइट— $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (bauxite)

एलुनाइट— $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (alunite)

ल्यूसाइट— $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$ (leusite)

कोरंडम— Al_2O_3 (corundum)

वेवेलीट— $\text{AlPO}_4 \cdot 2\text{Al}(\text{OH})_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ (wavellite)

इन सब में बौक्साइट (bauxite) सब से अधिक उपयोग का है। अधिकतर इसी से धातु तैयार की जाती है। हमारे देश में कटनी (ज़िला जबलपुर), बेलगांव, कपड़ज (खैरा के निकट गुजरात में) और कुछ उड़ीसा की रियासतों में यह पाया जाता है।

बौक्साइट में Al_2O_3 (२०.२३%), पानी (२५.४%), और कुछ अंश टाइटेनिया (TiO_2), सिलिका (SiO_2) और फेरिक ऑक्साइड के भी होते हैं। इसका उपयोग फिटकरी बनाने में भी थोड़ा बहुत होता है। इससे घर्षक चूर्ण (abrasive) भी बनाये जाते हैं। इसका उपयोग अग्निजित अगलनीय पदार्थों के बनाने में भी होता है जिनसे भट्टियों पर अस्तर किया जाता है। सीमेंट में भी काम आता है।

बौक्साइट से ऐल्यूमीनियम उन्हीं देशों में तैयार किया जाता है जिनमें बिजली सस्ती है। हमारे देश में बौक्साइट है तो बहुत (सन् १९३७ में ६५५८ टन जबलपुर और खैरा की खानों से निकला) पर बिजली सस्ती न होने के कारण यह विदेश भेजा जाता रहा है।

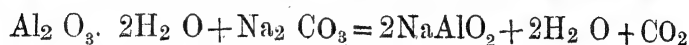
धातुकर्म—बौक्साइट से ऐल्यूमीनियम तैयार करने की विधि के तीन अंग हैं—

(१) बौक्साइट का शोधन—४ टन खनिज के लिये ८०० पौंड सोडियम कार्बोनेट, ६०० पौंड लूने का पत्थर और २३ टन कोयला चाहिये।

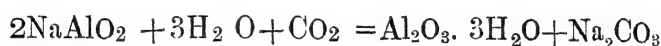
(२) शोधित बौक्साइट का निस्तापन—यह काम घूर्णक भट्टी में होता है, जिससे इसका सब पानी निकल जाय।

(३) पूर्णतः निर्जल किये गये बौक्साइट का विद्युत् विधि से अपचयन। यदि आवश्यकता हो तो इस प्रकार से प्राप्त धातु का फिर संशोधन कर लिया जाता है।

(१) बौक्साइट का शोधन—हॉल (Hall) की विधि—अयस्क को पहले सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाते हैं। ऐसा करने से सोडियम ऐल्यूमिनेट बनता है जो विलेय है। लोहे का ऑक्साइड और सिलिका रह जाते हैं—



गले हुये मिश्रण को पानी से खलभलाते हैं, फिर विलयन को छान लेते हैं। छाने विलयन में 55° पर कार्बन द्विऑक्साइड के प्रवाह से फिर ऐल्यूमिना अवक्षिप्त कर लेते हैं—



इस अवक्षेप को छान कर फिर सुखा लेते हैं।

बायर (Baeyer's) विधि—इसका प्रयोग जर्मनी में होता है। बौक्साइट को ऑटोक्लेव में कास्टिक सोडा के साथ कुछ घंटे गरम करते हैं। ऐसा करने पर ऐल्यूमिना घुल जाता है, पर अन्य अशुद्धियों की तलछट रह जाती है।

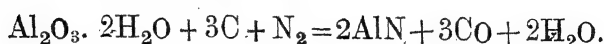


इसे छान लेते हैं। छाने विलयन में थोड़ा सा ताज़ा अवक्षेप किया ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड डाल कर खूब खलभलाते हैं। ऐसा करने पर ऐल्यूमिनेट का उदविच्छेदन हो जाता है।

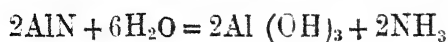


इसे छान लेने पर जो कास्टिक सोडा निस्पन्द में आ जाता है, उसका फिर उपयोग कर लेते हैं।

सरपेक (Searpeck's) विधि—जिस बौक्साइट में सिलिका बहुत हो, उसमें इसका उपयोग होता है। अयस्क को कोयले के मिश्रण के साथ नाइट्रोजन के प्रवाह में गरम करते हैं—



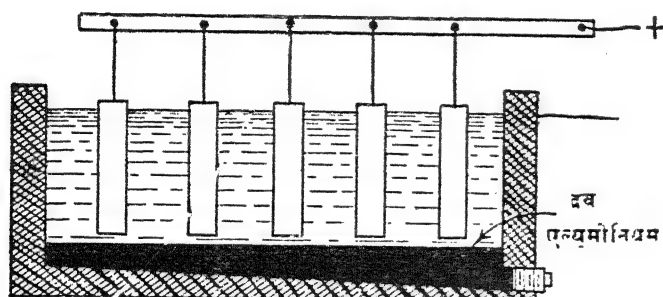
इस प्रकार जो ऐल्यूमीनियम नाइट्राइड बना उसका फिर उदविच्छेदन किया जाता है—



इस अवक्षेप को छान कर सुखा लिया जाता है।

इस प्रकार इन तीनों विधियों में से किसी का भी उपयोग करने पर शुद्ध ऐल्यूमिना ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) मिलता है।

(२) शुद्ध बौक्साइट का निस्तापन (Calcination)—ऐल्यूमीनियम धातु प्राप्त करने के लिये जल से रहित बौक्साइट की आवश्यकता है। ऊपर की विधि में ऐल्यूमिना बना उसमें पानी रहता है। इसको 1500° तापक्रम पर उसी प्रकार की घूर्णक भट्टी में, जैसी सोमेट बनाने में प्रयोग होती है, तपाते हैं। ऐसा करने पर इसका पानी सब निकल जाता है।



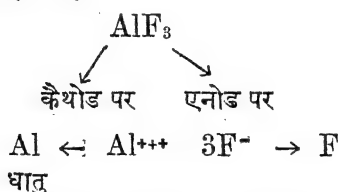
चित्र ६६—ऐल्यूमीनियम विद्युत् भट्ट

(३) निर्जल बौक्साइट का विद्युत विच्छेदन द्वारा अपचयन—बिलकुल सूखे निर्जल ऐल्यूमिना को गले हुये क्रायोलाइट में (सोडियम ऐल्यूमीनियम फ्लोराइड, AlF_3 , 3NaF या Na_3AlF_6 में) घोला जाता है। द्रावण भट्टी (smelting furnace) आयताकार खुले होज ऐसी होती है जो इस्पात की चादर की बनी रहती है। यह १२ फुट \times ४ फुट \times २ १/२ फुट आकार की होती है। इसके अन्दर की तरफ अग्निजित ईंटों का अस्तर होता है, और अस्तर में ही १ फुट मोटी तह कार्बन मिश्रण की होती है। कार्बन अस्तर के पैदे में ही ढलवाँ लोहे के छड़ बिजली की धारा लाने के लिये लगे होते हैं। भट्टी में जो कार्बन का अस्तर है वह कैथोड (ऋणधारा) का काम करता है। एनाड भी पेट्रोलियम या शेलतेल को जलाने पर बने कार्बन के होते हैं।

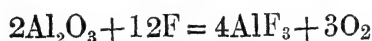
एल्यूमीना-क्रायोलाइट विघटन में ऐनोड डुबोये जाते हैं। बीच-बीच में आवश्यकता पड़ने पर क्रायोलाइट का चूरा और छोड़ते रहते हैं। सब ऐनोड एक डंडी में बंधे होते हैं, और सब ठीक स्थान पर स्थिर रखे जाते हैं। तापक्रम 1000° के निकट रखा जाता है।

प्रतिक्रिया में एल्यूमीना का ऑक्सीजन ऐनोड के कार्बन से संयुक्त हो जाता है और कार्बन एक्साइड और द्विऑक्साइड गैसों बनती है। एल्यूमीनियम धातु हौज़ में नीचे बैठ जाती है।

हम इस प्रतिक्रिया को इस प्रकार भी समझ सकते हैं—पहले क्रायोलाइट का विद्युत् विच्छेदन होता है—

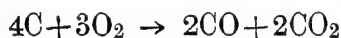


ऐनोड पर जो फ्लोरीन गैस निकली वह एल्यूमीना से प्रतिकृत हुई—



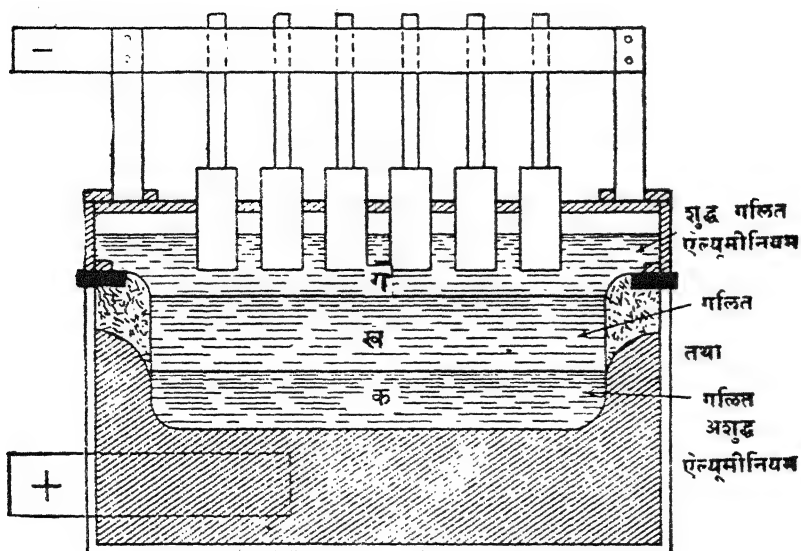
और एल्यूमीनियम फ्लोराइड फिर बना। इसका फिर विद्युत् विच्छेदन हुआ, और एल्यूमीनियम धातु बनी। यह क्रम चलता रहा।

जो ऑक्सीजन निकला वह ऐनोड के कार्बन के साथ संयुक्त हो गया—



एल्यूमीनियम धातु का संशोधन—संशोधक सेल में गले हुये ३ स्तर होते हैं। पहला स्तर सब से नीचे का एल्यूमीनियम तब की मिश्रधातु का होता है। यह ऐनोड हुआ। बीच के स्तर में क्रायोलाइट और बेरियम फ्लोराइड गला हुआ होता है। सब से ऊपर का स्तर पिघली अशुद्ध एल्यूमीनियम धातु का (जिसका शोधन करना है) होता है। यह कैथोड हुआ। विद्युत् विच्छेदन करने पर कैथोड का एल्यूमीनियम तो विलयन में चला जाता है और उतना ही शुद्ध एल्यूमीनियम ऐनोड पर जमा हो जाता है।

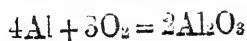
धातु के गुण—एल्यूमीनियम श्वेत धातु है। ऊपर से खुरचने पर भीतर उसमें अच्छी चमक दिखायी देती है। पर थोड़ी देर में इस पर ऑक्साइड की फ़िर तह जम जाती है, और यह मैली दिखायी पड़ने लगती है।



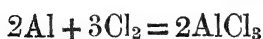
चित्र ७०—ऐल्यूमीनियम संशोधन

यह धातु काम में आने वाली अन्य धातुओं की अपेक्षा अधिक हलकी है और इसलिये हलकी मशीनों के पुर्जे बनाने में इसका उपयोग होता है। मोटर गाड़ियों और हवाई जहाजों के विशेष काम की है। यह ताप और बिजली की अच्छी चालक है। ऑक्साइड की तह जम जाने के कारण यह सोल्डर के काम की नहीं है। इसके व्यवहार में हमेशा ऑक्सीजन की धौंकनी या विद्युत् चाप का प्रयोग करते हैं।

स्वच्छ चमकता ऐल्यूमीनियम हवा में रख छोड़ने पर आरंभ में तो बहुत शीघ्र उपचित या ऑक्सीकृत होता है, पर जब इस पर ऑक्साइड की महीन सी तह जमा हो जाती है, तो फिर उपचयन या ऑक्सिकरण रुक जाता है। इस कारण हवा या ऑक्सीजन का प्रभाव ऐल्यूमीनियम पर कम ही होता है। ऐल्यूमीनियम का महीन चूरा (या रज) हवा में गरम करने पर जल उठता है और ऑक्साइड बनते समय बहुत गरमी पैदा होती है, और तेज रोशनी भी निकलती है।



क्लोरीन के वातावरण में गरम किये जाने पर ऐल्यूमीनियम क्लोराइड और ब्रोमीन के योग से उसी प्रकार ऐल्यूमीनियम ब्रोमाइड बनता है—

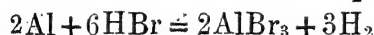
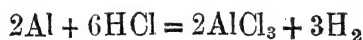


ऐल्यूमीनियम पर पानी का प्रभाव तभी पड़ सकता है जब इसके ऊपर से ऑक्साइड की तह को दूर करने का कोई प्रबन्ध हो। अगर इस धातु की चादर या छड़ को ऊपर से खुरच डाला जाय और फिर इस पर पारा या मरक्यूरिक नाइट्रेट घोटा जाय, तो इस प्रकार जो ऐल्यूमीनियम संरस बनता है, वह ठंडे तापक्रम पर ही पानी का विच्छेदन कर देता है—



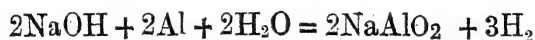
ऐल्यूमीनियम के बर्तनों में पानी देर तक उबालते समय जो सफेद परत सा या मैल सा आता है वह भी ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड है।

ऐल्यूमीनियम पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड, और दूसरे हैलोजन एसिडों की प्रतिक्रिया शीघ्र होती है और हाइड्रोजन निकलता है—

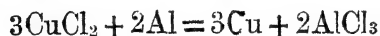


पर नाइट्रिक एसिड और सल्फ्यूरिक एसिड का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता। सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर कुछ प्रभाव अवश्य होता है, और गन्धक द्विऑक्साइड निकलता है।

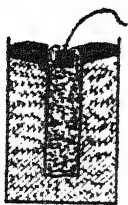
ऐल्यूमीनियम पर क्षारीय विलयनों का शीघ्र प्रभाव पड़ता है और ऐल्यूमिनेट बनता है, एवं हाइड्रोजन मुक्त होता है—



बहुत सी धातुओं के लवणों के विलयन में ऐल्यूमीनियम धातु डालने पर वे धातुएँ मुक्त हो जाती हैं और ऐल्यूमीनियम विलयन में चला जाता है—

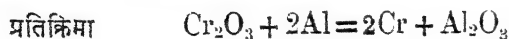


गोल्डस्मिट (Goldschmidt) की ऐल्यूमिनो-तापन विधि, (thermit process)—ऊँचे तापक्रम पर ऐल्यूमीनियम ऑक्सीजन से युक्त यौगिक से उग्र प्रतिक्रिया करता है। इस आधार पर तापन विधि द्वारा अनेक धातुएँ तैयार की जाने लगी हैं। मान लो कि हमें क्रोमियम तैयार



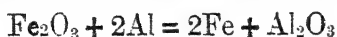
करना है। क्रोमियम ऑक्साइड और ऐल्यूमीनियम के चूरे के मिश्रण को अग्निजित पदार्थ की मूषा में रखते हैं। मिश्रण में मेगनीशियम के फीते का एक सिरा दाब देते हैं। मेगनीशियम के फीते में आग लगाने पर मिश्रण के चूरे में भी आग लग जाती है और बहुत ज़ोरों की प्रतिक्रिया होती है। इतनी गरमी निकलती है कि मिश्रण

चित्र ७१—तापन सफेद धधकने लगता है।



जो क्रोमियम धातु बनती है, वह मूषा की पेंदी पर बैठ जाती है। ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड की कठोर तह टंडा होने पर ऊपर जम जाती है।

फेरिक ऑक्साइड से लोहा भी इसी प्रकार बना सकते हैं—



मैगनीज़, टंगस्टन आदि धातुओं को तैयार करने में गोल्डस्मिथ की यह “ऐल्यूमिनो-तापन” (aluminothermit) विधि बड़ी सफल हुई है।

ऐल्यूमीनियम चूर्ण, लोहे के ऑक्साइड, और इस्पात के चूरे के मिश्रण का नाम “थर्मिट” है। यदि इसे उपर्युक्त विधि द्वारा दागा जाय तो २५००° तापक्रम पैदा होता है, और इस्पात-द्रव मिलता है। इसका उपयोग जोड़ाई में अर्थात् सुलभता करने में होता है।

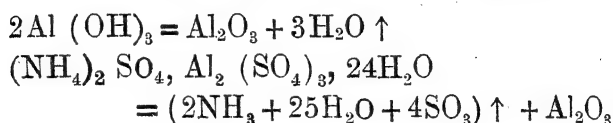
मिश्रधातु—ऐल्यूमीनियम ब्रॉज़ (काँसा) एक प्रसिद्ध मिश्रधातु है जिसमें ३-१० प्रतिशत ऐल्यूमीनियम, और शेष ताँबा होता है। यह बहुत मजबूत होती है। समुद्र के पानी का इस पर असर नहीं होता, अतः इसका उपयोग जहाजों में होता है।

ऐल्यूमीनियम टाँका या फ़ाल (सोल्डर)—यह २-२५% ऐल्यूमीनियम, ०.७५ प्रतिशत फॉस्फोर टिन, १७% जस्ता, और ८०% टिन के योग से बनता है। यदि टाँका देकर ऐल्यूमीनियम में जुड़ाई करनी हो तो धातु के दोनों टुकड़ों को ६००° तक गरम करो, और उन पर यह ऐल्यूमीनियम टाँके का मिश्रण लगाओ, और फिर दोनों टुकड़ों को जोर से दबा दो।

ऐल्यूमिना, या ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड, Al_2O_3 —ऐल्यूमीनियम का यही एक ऑक्साइड निश्चय पूर्वक प्राप्त हो सका है। कोरंडम इसी का शुद्ध नीरंग मणिम है। नीलम, लाल, टोपाज़ आदि मणिम इसके रंगीन रूप हैं,

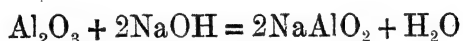
और मूल्यवान समझे जाते हैं। इसका एक अशुद्ध रूप एमरी (emery) नाम से विख्यात है जिसका चूर्ण घर्षक के रूप में प्रयुक्त होता है।

बौक्साइट आदि अयस्कों में यह ऑक्साइड जल के अणुओं से संयुक्त मिलता है। ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप को तपा कर अथवा अमोनियम फिटकरी को गरम करके भी यह बनाया जा सकता है—



ऐल्यूमिना को ऑक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला में गलाया जा सकता है, ठंडा होने पर इसमें से छोटे मणिभ पृथक् होते हैं जो कोरंडम ही हैं। यदि इन्हें आयरन, क्रोमियम या कोबल्ट ऑक्साइड के सूक्ष्मशो द्वारा रंग दिया जाय तो ये नीलम और लाल बन जायेंगे। (२.५% Cr_2O_3 से लाल, और १.५% Fe_2O_3 + ०.५% TiO_2 से कृत्रिम नीलम बनते हैं)।

ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड बड़ा ही स्थायी पदार्थ है। एक बार जोरों से तपा देने पर यह बड़ी कठिनता से ही हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुलता है। पर कास्टिक क्षारों के साथ आसानी से गल कर विलेय ऐल्यूमिनेट देता है—



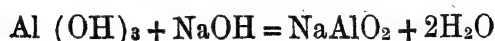
ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप को गरम करने पर जो ऐल्यूमिना मिलता है उसमें पानी की अनिश्रित मात्रा रहती है— $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$

ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Al}(\text{OH})_3$ या $\text{AlO}(\text{OH})$ अथवा हाइड्रस ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड-ऐल्यूमीनियम लवण के विलयन में यदि अमोनिया का विलयन छोड़ा जाय तो हलका श्लेष (जिलेटिनस) अवक्षेप आता है जो संभवतः हाइड्रॉक्साइड का है—



ताज़ा अवक्षेप तो अम्लों में आसानी से घुल जाता है, पर पुराना पड़ने पर इसकी विलेयता कम हो जाती है।

यह कास्टिक सोडा विलयन में तो घुलता है पर अमोनिया विलयन में नहीं; घुलने पर ऐल्यूमिनेट बनता है—

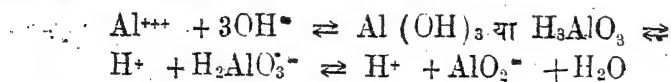


ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप में बहुत से रंग और श्लैप (कोलायडिय) पदार्थ अधिशोषित (adsorb) हो जाते हैं। इसलिये फिटकरी और ऐल्यूमीनियम के अन्य लवणों का उपयोग वर्णबन्धकों (mordants) की तरह किया जाता है। कपड़े को पहले ऐल्यूमीनियम लवण जैसे ऐसीटेट के हलके विलयन में तर करो, और फिर इसे अमोनिया के गरम विलयन में रखो। कपड़े के सूत पर ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड अवक्षिप्त हो जायगा। अब इस कपड़े को किसी रंग में (जैसे मजीठ के विलयन में) डुबोयें तो कपड़े पर रंग पक्का चढ़ेगा। वर्णबन्धकों के अभाव में बहुधा रंग कच्चे रह जाते हैं जो धोने पर छूट जाते हैं।

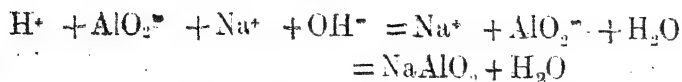
ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड की सहायता से जल-अभेद्य कपड़ा भी तैयार किया जाता है। कपड़े को पहले ऐल्यूमीनियम ऐसीटेट के विलयन में रखते हैं, और फिर इसे भार में रखते हैं। ऐसा करने से ऐल्यूमीनियम लवण का उदविच्छेदन हो जाता है, और ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड कपड़े के छिद्रों में भर जाता है। इस प्रकार तैयार कपड़े का उपयोग बरसाती के रूप में करते हैं।

ऐल्यूमीनियम परीक्साइड, Al_2O_3 —ऐल्यूमिना के अवक्षेप को ३०% कास्टिक पोटाश के विलयन में घोलो, फिर इसमें ३०% H_2O_2 का विलयन आधिक्य में डालो। ऐसा करने पर जो ऐल्यूमिना का अवक्षेप आता है, उसमें थोड़ा सा ऐल्यूमीनियम परीक्साइड भी होता है।

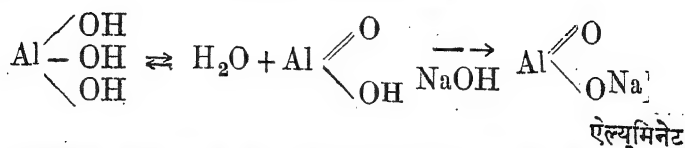
ऐल्यूमिनेट—यह कहा जा चुका है कि ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप कास्टिक क्षारों के विलयन में भी घुलता है, और ऐल्यूमिनेट बनते हैं। इसको इस प्रकार समझना चाहिये।



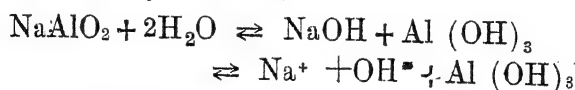
इस प्रकार कास्टिक सोडा के साथ—



सोडियम ऐल्यूमिनेट बनता है। यह Na_3AlO_3 रूप में (जैसे सोडियम ज़िंकेट, Na_2ZnO_3 होता है) नहीं पाया जाता।

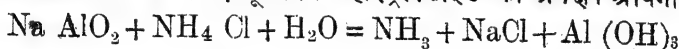


ऐल्युमिनेट को इसलिये मेटा-ऐल्युमिनेट कहना चाहिये। ये ऐल्युमिनेट उदविच्छेदित होकर ऐल्युमीनियम हाइड्रॉक्साइड देते हैं—



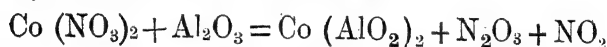
इस प्रकार उन्हें ऐसिडों से अनुमापित (titrate) किया जा सकता है।

सोडियम ऐल्युमिनेट के विलयन को यदि अमोनियम क्लोराइड के साथ गरम किया जाय तो भी ऐल्युमीनियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आवेगा—



इन प्रतिक्रियाओं का उपयोग प्रयोग रसायन में करते हैं।

अन्य तत्त्वों के भी ऐल्युमिनेट तैयार किये जा सकते हैं। ऐल्युमिना को कोबल्ट नाइट्रेट के साथ तपाने पर कोबल्ट ऐल्युमिनेट बनता है जिसे थेनार्ड ब्लू (Thenard's blue) कहते हैं।

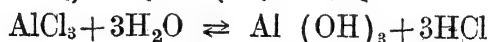


प्रकृति में अनेक खनिज ऐल्युमिनेटों के रूप में मिलते हैं। जैसे स्पाइनल, $\text{Mg}(\text{AlO}_2)_2$ —मेगनीशियम ऐल्युमिनेट।

ऐल्युमीनियम आयन के सामान्य गुण—ऐल्युमीनियम लवण पानी में घुल कर ऐल्युमीनियम आयन देते हैं जिसकी संयोज्यता ३ है—

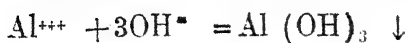


हलके विलयनों में, और ऐसिड के अभाव में ये लवण उदविच्छेदित भी हो जाया करते हैं और ऐल्युमीनियम हाइड्रॉक्साइड का या तो श्लैष विलयन मिलता है, या यह अवक्षिप्त हो जाता है—



यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है। यदि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड भी साथ में अधिक पड़ा हो तो लवण का उदविच्छेदन नहीं होता।

सभी ऐल्युमीनियम लवण अमोनिया के साथ हाइड्रॉक्साइड का सफेद श्लैष (जिलेटिनीय) अवक्षेप देते हैं—



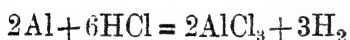
ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड का विलेयता गुणफल $[\text{Al}][\text{OH}]^3 = 3.7 \times 10^{-14}$ हैं। अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति में भी अमोनिया से यह अवक्षेप आ जाता है। जैसा कहा जा चुका है, यह अवक्षेप कार्बिक सोडा के आधिक्य में विलेय है, और विलयन में यदि बहुत सा अमोनियम क्लोराइड डाल कर फिर गरम किया जाय, तो अवक्षेप आ जाता है।

ऐल्यूमीनियम क्लोराइड, AlCl_3 —ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप को यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोला जाय, और विलयन को सुखाया जाय तो ऐल्यूमीनियम क्लोराइड मिलेगा—

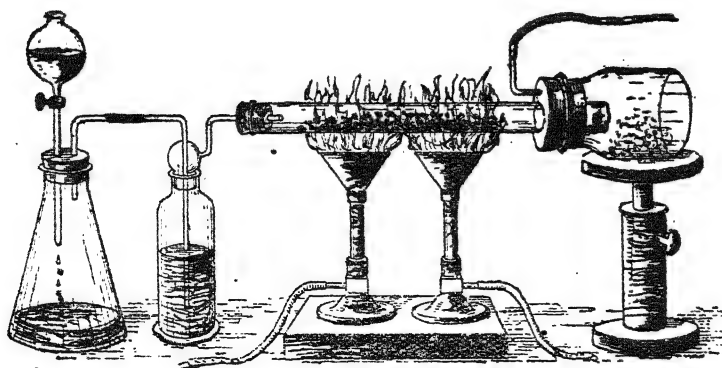
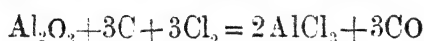


पर यह ऐल्यूमीनियम क्लोराइड सजल है। इसमें से पानी दूर करना कठिन होता है।

निर्जल ऐल्यूमीनियम क्लोराइड बनाना हो तो ऐल्यूमीनियम धातु के चूर्ण को हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस के प्रवाह में गरम करना चाहिये।



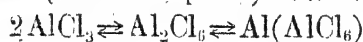
पर इससे भी अच्छी विधि यह है कि ऐल्यूमिना, Al_2O_3 , और कार्बन के मिश्रण को क्लोरीन के प्रवाह में गरम किया जाय।



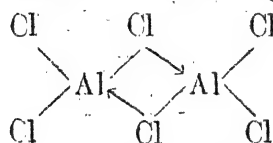
चित्र ७२—निर्जल ऐल्यूमीनियम क्लोराइड बनाना

२०००° के नीचे ऐल्यूमीना न तो अकेले कार्बन से विभाजित होता है, और न क्लोरिन से, पर दोनों के साथ प्रयोग से यह प्रतिक्रिया होती है।

निर्जल लवण सफेद ठोस पदार्थ है जिसका २००° के नीचे ऊर्ध्वपातन होता है। कम तापक्रमों पर वाष्प घनत्व यदि निकाला जाय तो उसके आधार पर ऐल्यूमीनियम क्लोराइड का अणु Al_2Cl_6 ठहरता है। इसे या तो स्वयं-संकीर्ण यौगिक (auto-complex) माना जा सकता है—

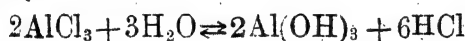


या निम्न प्रकार चित्रित कर सकते हैं—



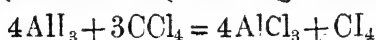
ऊँचे तापक्रमों पर और कार्बनिक विलायकों में इसका सूत्र $AlCl_3$ ही है। यह नाइट्रोबेंज़ीन के साथ एक यौगिक बनाता है जो कार्बन ट्रिसलफाइड में विलेय है। इसका सूत्र विलयन में $Al_2Cl_6 \cdot C_6H_5NO_2$ है।

निर्जल लवण और हाइड्रेट दोनों ही बहुत जलमाही हैं। हवा में खुले छोड़ने पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड का धूम निकलता है, यह हवा की आर्द्रता से उत्पन्न हुआ है—

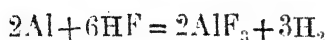


ऐल्यूमीनियम ब्रोमाइड, $AlBr_3$ और आयोडाइड, AlI_3 —ये ऐल्यूमीनियम और ब्रोमीन अथवा ऐल्यूमीनियम और आयोडीन के योग से बनते हैं। ब्रोमाइड के वाष्प घनत्व और कार्बन ट्रिसलफाइड में विलयन के अनुसार इसका सूत्र Al_2Br_6 है पर नाइट्रोबेंज़ीन के विलयन में सूत्र $AlBr_3$ है। ब्रोमाइड का द्रवणांक ९३° और कथनांक २६३° है।

ऐल्यूमीनियम आयोडाइड के वाष्पघनत्व और विलयन के अनुसार इसका सूत्र Al_2I_6 है। इसका एक हाइड्रेट $AlI_3 \cdot 6H_2O$ है। कार्बन चतुः क्लोराइड के योग से यह कार्बन चतुः आयोडाइड, CI_4 , देता है—



ऐल्यूमीनियम फ्लोराइड, AlF_3 —प्रकृति में जो क्रायोलाइट मिलता है वह सोडियम ऐल्यूमिनी-फ्लोराइड, Na_3AlF_6 अथवा $3NaF \cdot AlF_3$ है। ऐल्यूमीनियम को हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के आधिक्य में बोलने पर ऐल्यूमीनियम फ्लोराइड बनता है—



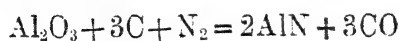
यह कम वाष्पशील है, फिर भी पानी में बहुत कम घुलता है। यह अति-संतुल्य विलयन भी आसानी से बनाता है। कहा जाता है कि इसका हाइड्रेट, $2\text{AlF}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, दो प्रकार का होता है—एक विलेय और दूसरा अविलेय।

ऐल्यूमीनियम फ्लोराइड हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के आधिक्य में घुल कर हाइड्रोफ्लो ऐल्यूमिनिक एसिड, H_3AlF_6 , बनाता है।

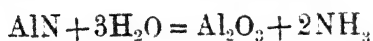


क्रायोलाइट इसी का सोडियम लवण, Na_3AlF_6 , है।

ऐल्यूमीनियम नाइट्राइड, AlN — 380° पर ऐल्यूमीनियम नाइट्रोजन से संयुक्त होकर नाइट्राइड देता है। इसके या तो छोटे पीले रंगे होते हैं या यह धूसर रंग का चूर्ण होता है। नाइट्रोजन के प्रवाह में बौक्साइट और कोयले के मिश्रण को 1500° तक गरम करके भी बनाया जा सकता है—

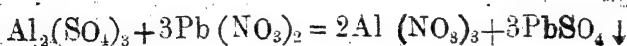


कार्बन की नली में 2020° तक गरम करने पर यह नाइट्राइड नीरंग धस्तलीय सुई के आकार के रंगे देता है। गरम हलके चार के विलयन के साथ यह विभाजित होकर अमोनिया देता है—



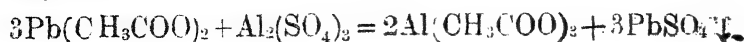
सरपेक (Serpek) विधिमें इसी प्रकार वायु के नाइट्रोजन का निग्रहण (fixation) किया जाता था।

ऐल्यूमीनियम नाइट्रेट, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ —यह ऐल्यूमीनियम हाइड्रोक्साइड को नाइट्रिक एसिड में घोल कर अथवा लेड नाइट्रेट और ऐल्यूमीनियम सल्फेट के योग से बनता है।



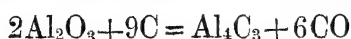
लेड सल्फेट के अवक्षेप को छान कर अलग कर देते हैं। ऐल्यूमीनियम नाइट्रेट का विलयन वर्ण बन्धकों के रूप में होता है।

ऐल्यूमीनियम ऐसीटेट, $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ —यह लेड ऐसीटेट और ऐल्यूमीनियम सल्फेट के योग से बनता है—

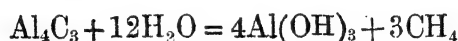


छान कर लेड सल्फेट को अलग कर देते हैं, और विलयन को सुखा कर ऐल्यूमीनियम ऐसीटेट प्राप्त करते हैं।

ऐल्यूमीनियम कार्बाइड, Al_4C_3 —ऐल्यूमिना और कार्बन को विद्युत् भट्टी में बहुत ही ऊँचे तापक्रम पर गरम करने पर यह बनता है—

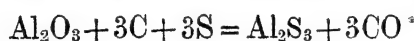


यह पीला चूर्ण है। पानी के साथ विभाजित होकर मेथेन देता है।

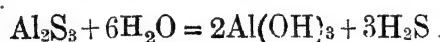


ऐल्यूमीनियम कार्बोनेट नहीं पाया जाता।

ऐल्यूमीनियम सल्फाइड, Al_2S_3 —यह ऐल्यूमीनियम और गन्धक के योग से बनता है। ऐल्यूमिना और कोयले के मिश्रण को गरम करके उस पर गन्धक की वाष्प प्रवाहित करके भी बनाया जा सकता है—

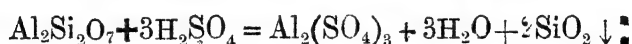


पानी के योग से यह तत्काल हाइड्रोजन सल्फाइड देता है—



यह अमोनियम सल्फाइड और ऐल्यूमीनियम लवणों के योग से नहीं बनता।

ऐल्यूमीनियम सल्फेट, $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ —यह बौक्साइट पर सल्फ्यूरिक एसिड के योग से अथवा चीनी मिट्टी या केओलिन (ऐल्यूमीनियम सिलिकेट) पर सल्फ्यूरिक एसिड के योग से बनता है—



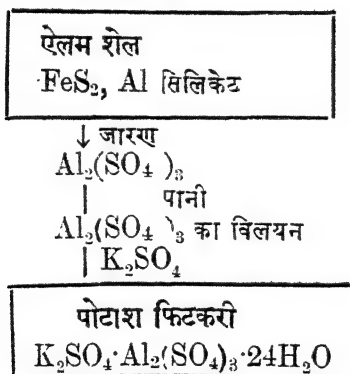
प्रतिक्रिया पूरी होने पर विलयन को छान लेते हैं। विलयन को सुखाने पर जो मणिभ बनते हैं उनमें १८ अणु पानी होता है। पानी में फिर घोल कर ऐलकोहल डाल कर यह सल्फेट शुद्ध रूप में मिल सकता है। बौक्साइट में यदि लोहा हो तो यह भी साथ में चला आता है। इसे आरंभ में ही अपचित कर लेना चाहिये (हाइड्रोजन सल्फाइड से)। अब यदि ऐल्यूमीनियम सल्फेट का मणिभीकरण किया जाय तो केवल इसी के मणिभ आवेंगे।

ऐल्यूमीनियम और आयरन सल्फेट के अशुद्ध मिश्रण को “ऐल्यूमिनो-फेरिक” कहते हैं। इसका उपयोग गन्दे नालों के पानी को साफ करने में किया जाता है।

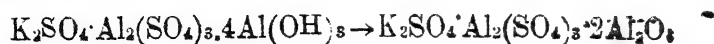
तृतीय समूह के तत्व—बोरन, ऐल्यूमीनियम ४७१

यदि ऐल्यूमीनियम सल्फेट के विलयन में ऐल्यूमीनियम हाइड्रोक्साइड का ताज़ा अवक्षेप धोला जाय तो भास्मिक ऐल्यूमीनियम सल्फेट मिलता है— $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

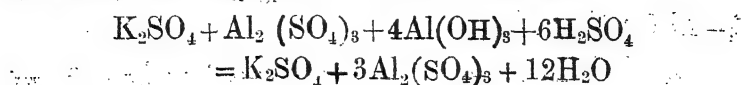
फिटकरियां (Alum)—हमारी साधारण फिटकरी तो पोटाश फिटकरी है—पोटैसियम ऐल्यूमीनियम सल्फेट, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ । पर ऐलम नाम सबसे पहले अमोनियम सल्फेट और ऐल्यूमीनियम सल्फेट के द्विगुण लवण— $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$, को दिया गया था। यह ऐलम शेल (alum shale) से तैयार किया गया था। ऐलम शेल लोहमाक्षिक, FeS_2 और ऐल्यूमीनियम सिलिकेट के योग से बना हुआ पदार्थ है। यह जारण (roast) किये जाने पर ऐल्यूमीनियम सल्फेट में परिणत हो जाता है। जारित शेल को पानी के साथ खलभलाते हैं, और जो विलयन बनता है उसे उबालते हैं। इसमें फिर अमोनियम सल्फेट या पोटैसियम सल्फेट डाल कर मणिभ जाते जाते हैं। ऐसा करने पर अमोनियम फिटकरी या पोटाश फिटकरी के मणिभ मिल जाते हैं—



पोटाश फिटकरी ऐलुनाइट, (alunite) या ऐलम पत्थर, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 4\text{Al}(\text{OH})_3$ से भी बनायी जाती है। ईंधन जला कर इसका जारण करते हैं, फिर हवा में खुला छोड़ देते हैं, फिर पानी के साथ खलभलाते हैं। विलयन को छान कर उड़ाते हैं। इस प्रकार जो मणिभ बनते हैं वे पोटाश फिटकरी के हैं। इस विधि में थोड़ा सा ऐल्यूमीनियम तपने पर अविलेय ऐल्यूमिना हो जाता है।



पर यदि ऐलुनाइट को जारण से पूर्व सल्फ्यूरिक एसिड के साथ निस्तृत किया जाय तो सब ऐल्यूमीनियम का सल्फेट बन जाता है—



अब कुछ पोटेसियम सल्फेट ऊपर से और मिला कर मणिभीकरण कर लिया जाता है। पूरे ऐल्यूमीनियम की इस प्रकार फिटकरी बन जाती है।

आजकल तो अधिकांश फिटकरी बौक्साइट से प्राप्त ऐल्यूमीनियम सल्फेट से तैयार की जाती है।

फिटकरी के अष्टफलकीय नीरंग मणिभ होते हैं। ये मणिभ बहुत बड़े भी बनाये जा सकते हैं। ये न तो जलग्राही हैं और न पुष्पण ही प्रकट करते हैं। इनमें कटु तीक्ष्ण मिठास होती है। यह ठंडे पानी में तो अधिक नहीं, पर गरम पानी में बहुत घुलते हैं—

तापक्रम	०°	२०°	४०°	६०°	८०°	१००°
१०० ग्राम पानी में	३.६	१५.१	३०.६	६६.६	१३४.५	३५७.५
विलेयता						

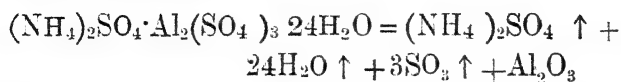
६२.५° तक गरम करने पर फिटकरी स्वयं अपने पानी में घुल जाती है, और अधिक गरम करके इसका फूला बनाया जाता है, जिसका प्रयोग आँख उठने पर किया जाता है। फिटकरी का प्रयोग वर्णबन्धकों (mordant) में किया जाता है। कटे हुए स्थान पर से खून का प्रवाह रोकने में यह सहायता देती है क्योंकि रुधिर का स्कन्धन हो जाता है।

भारतवर्ष में कालाबाग में फिटकरी विशेष बनायी जाती है। नमक के पहाड़, साल्टरेंज, में ऐलम शेल पायी जाती है। बंगाल केमिकल्स, कलकत्ता भी फिटकरी बनाता है। इस कारखाने में मध्यप्रान्त के बौक्साइट का प्रयोग होता है।

सोडा फिटकरी, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ —यह बोटाश फिटकरी के समान है। पर पानी में उससे भी अधिक विलेय है, ४५° पर सोडियम सल्फेट का संतृप्त विलयन बनाओ, और हिसाब लगा कर उचित मात्रा ऐल्यूमीनियम सल्फेट की मिलाओ। पानी कम ही छोड़ो, गरम करके फिर ठंडा करो। यह फिटकरी भी लगभग उन्हीं कामों में प्रयुक्त होती है

जिन्में बोटाश फिटकरी

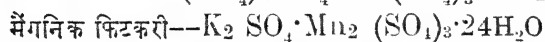
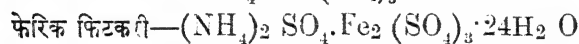
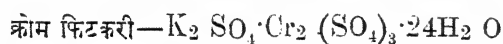
अमोनियम फिटकरी, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$ —
जैसा ऊपर कहा जा चुका है, यह अमोनियम सल्फेट और ऐल्यूमीनियम
सल्फेट के योग से बनती है। इसके गरम करने पर शुद्ध ऐल्यूमिना बच रहता
है क्योंकि शेष सब पदार्थ वाष्पशील हैं—



रजत फिटकरी— $\text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot \text{Ag}_2 \text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$ —यह सिल्वर
सल्फेट और ऐल्यूमीनियम सल्फेट के योग से बनती है।

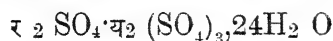
रूबीडियम फिटकरी— $\text{Rb}_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$, और
सीज़ियम फिटकरी, $\text{Cs}_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$ —ये दोनों सापे-
क्षतः कम विलेय हैं। सल्फेटों के परस्पर योग से बनती हैं। रूबीडियम
फिटकरी १.८१% विलेय है और सीज़ियम फिटकरी ०.४६% (१०० ग्राम
पानी में)।

विना ऐल्यूमीनियम वाली फिटकरियाँ—रसायन में फिटकरी या ऐलम
(alum) शब्द अब बड़ा व्यापक हो गया है। किन्हीं भी दो सल्फेटों के
द्विगुण लवणों को जिसके अणु में पानी के २४ अणु हों, फिटकरी कहते हैं।



इन सब फिटकरियों में ऐल्यूमीनियम नहीं है। परस्पर उचित सल्फेटों के
योग से ये बनती हैं। फेरस अमोनियम सल्फेट, $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2 \text{O}$, मोर लवण (Mohr's salt), को फिटकरी नहीं कहते क्योंकि
इसमें ६ ही अणु पानी हैं।

फिटकरियों का सामान्य सूत्र अतः यह है—



इसमें R की संयोज्यता एक है जैसे Na, K, Rb, Cs, NH_4 , Tl
(अस), हाइड्रोजेनसलेमिन मूल आदि।

Y की संयोज्यता ३ होनी चाहिये जैसे Al, Fe (इक), Cr (इक),
Mn (इक), In (इक), Tl (इक), Co (इक) आदि।

जैसे सल्फेटों की फिटकरियाँ होती हैं, वैसे ही सेलेनेटों की भी फिटकरियाँ होती हैं। सब फिटकरियों के मणिभ आकार एक से ही होते हैं, और सब अनुपातों में वे मिश्रित मणिभ देती हैं।

ऐल्यूमीनियम सिलिकेट—अनेक खनिजों में ऐल्यूमीनियम तत्त्व सिलिकेटों के रूप में पाया जाता है जैसे ऑर्थोक्लेज (orthoclase) या फेल्स-पार (felspar) जो पोटैसियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट, KAlSi_3O_8 अथवा $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ है, मस्कोवाइट, माइका (mica) अर्थात् अभ्रक भी पोटैसियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट और लोहा या मैगनीशियम सिलिकेट के मिश्रण का यौगिक होता है। केओलिन मिट्टी $\text{H}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8 \cdot \text{H}_2\text{O}$ है। टोपाज (topaz), $\text{Al}_2\text{SiO}_4\text{F}_2$ और नोबेल गार्नेट (nobel garnet) $(\text{MgFe})_3\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{12}$ है। ज़िओलाइट या परम्यूटाइट (permutite) जिसका उल्लेख पानी के शोधन में किया जा चुका है, $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ है।

अभ्रक या मस्कोवाइट (Muscovite)—गत चालीस वर्षों से भारत-वर्ष में अभ्रक का व्यापार बहुत बढ़ गया है। यहाँ से यह यूरोप और अमरीका भेजा जाता है। अभ्रक के पत्र स्टोव, भट्टियों की खिड़कियों, और बिजली के अनेक सामानों में काम आने लगे हैं। भारतवर्ष में अभ्रक की मुख्य खानें हजारीबाग (बिहार) और नेलोर (मद्रास) में हैं, ट्रावनकोर, मैसूर और अजमेर में भी यह पाया जाता है। सन् १९३२ में भारतवर्ष में ३२७१३ इंडरवेट अभ्रक निकला जिसमें से आधे के लगभग हजारीबाग का ही था। अभ्रक में ४६% SiO_2 , ३७% Al_2O_3 , ९% K_2O और शेष Fe_2O_3 , FeO , MgO , CaO , आदि के सूक्ष्म अंश होते हैं।

लाजावर्त्त, लाज़वर्द या लेपिस लेज़ुली (Lapis lazuli)—यह एक दुष्प्राप्य खनिज है जिसका रंग सुन्दर नीला होता है। यह वैसे तो सोडियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट है जिसमें कुछ गन्धक भी युक्त रहता है। बदख़शां का लाज़वर्द हमारे देश में विख्यात है। बर्मा के लाल पाने के केन्द्र मोगोक में भी नीले रंग से लेकर बैंगनी रंग तक के लाज़वर्द पाये गये हैं।

कृत्रिम लाजावर्त्त या अल्ट्रामेरीन (Ultramarine)—अनेक रंगों के लाज़वर्द कृत्रिम विधि से बनाये जाने लगे हैं। इनका उपयोग वर्णकों के रूप में होता है। यह बहुधा चीनी मिट्टी, सोडियम सल्फेट, सोडा, कार्बन

और गन्धक के मिश्रण को रक्ततम करके बनाये जाते हैं। प्रतिक्रिया में सबसे पहले सफेद लाजावर्त्त बनता है जो $\text{Na}_4\text{Al}_3\text{Si}_3\text{S}_2 \text{O}_{12}$ है। हवा में यह फिर हरा लाजावर्त्त हो जाता है जो $\text{Na}_3\text{Al}_3\text{Si}_3\text{S}_2 \text{O}_{12}$ है। कुछ और गन्धक मिला कर अधिक हवा में गरम करने पर यह नीले रंग का लाजावर्त्त $\text{Na}_4\text{Al}_3\text{Si}_3\text{S}_2 \text{O}_{12}$ बन जाता है। इस नीले लाजावर्त्त को यदि शुष्क क्लोरीन में गरम करें तो यह बैजनी रंग का पड़ जाता है। इन सबका उपयोग पेंटों में करते हैं। क्लोरीन के स्थान में नाइट्रिक ऑक्साइड का भी उपयोग कर सकते हैं।

इन लाजावर्त्तों के भिन्न-भिन्न रंग संभवतः कोलायडीय (श्लैष) गन्धक के कारण हैं, पर निश्चय पूर्वक नहीं कहा जा सकता। लाजावर्त्तों पर चारों का प्रभाव नहीं पड़ता, पर ऐसिडों के संसर्ग से ये शीघ्र विभाजित हो जाते हैं, और हाइड्रोजन सल्फाइड निकलता है। इसके निकलने के बाद सफेद लुआवदार पदार्थ रह जाता है। सिल्वर नाइट्रेट के संसर्ग से सोडियम के स्थान में चाँदी स्थापित की जा सकती है। रजत लाजावर्त्त भूरे रंग का $\text{Ag}_2\text{Al}_3\text{Si}_3\text{S}_2 \text{O}_{12}$ है। इससे पोटैशियम और लीथियम लाजावर्त्त भी तैयार कर सकते हैं।

चीनी मिट्टी का व्यवसाय—ईस्ट इंडिया कम्पनी के समय में १८३६ में फतेहगढ़ (फरुखाबाद) में चीनी मिट्टी का एक कारखाना खुला। सन् १८६० में भागलपुर, बिहार के पटरघट्टा में दूसरा कारखाना खुला। इस शताब्दी के आरम्भ से ही बंगाल पोटररीज़ लिमिटेड कलकत्ता ने चीनी मिट्टी के प्याले और तश्तरियाँ बनानी आरम्भ कीं। आजकल ग्वालियर में भी चाय के बर्तन बनने लगे हैं। दिल्ली के निकट कुमुमपुर से केओलिन मिट्टी इसके कारखाने में आती है। सन् १९३२ में १८१५६ टन चीनी मिट्टी हमारे देश में बनी जिसमें से २७% जबलपुर से, २५% बिहार उड़ीसा से, १५.३% मैसूर से, १४.८% बर्दवान से, शेष अन्य स्थानों से।

चीनी मिट्टी जलयुक्त ऐल्यूमीनियम सिलिकेट है। कहा जाता है कि १२०० वर्ष पूर्व चीन देश में इसका आविष्कार हुआ था। यूरोप में १४४८ में यह पहली बार पहुँची। सन् १७०६ में सैक्सनी के कारीगर शिर्नहौस (Tschirnhaus) और उसके सहायक बौटिगर (Bottiger) ने इसका एक कारखाना खोला। तब से यूरोप में इसका प्रचार बढ़ गया।

केओलिन मिट्टी से चीनी मिट्टी तक पहुँचने में क्या प्रतिक्रियाएँ होती हैं, यह इस प्रकार चित्रित किया जा सकता है—

शुद्ध मिट्टी केओलिन



| गरम करने पर

पानी निकलता है और कोलायड (स्लैब) का स्कन्धन

| ५००° पर विभाजन

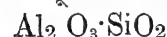


| ८००°

ऐल्यूमिना में संकोचन

| १५००°

ऐल्यूमीनियम सिलिकेट



| १६४०°

नरम पड़ता है

| १७५०°

गल कर भूरा या धूसर गाढ़ा द्रव

जिसके बर्तन ढाले जाते हैं।

इस मिट्टी में लोहे के ऑक्साइडों के कारण रंग रहता है। इसे अलग करने की अनेक विधियाँ प्रचलित हैं जो यहाँ नहीं दी जा सकतीं।

चीनी मिट्टी के बर्तन बनाने की सम्पूर्ण विधि के निम्न मुख्य अंग हैं--

(१) केओलिन मिट्टी को अच्छी तरह धो कर साफ करते हैं। (२) फिर इसमें कुछ और मिट्टियाँ मिला कर गूँधते हैं, (३) फिर बर्तन को चाक पर या साँचों में ढालते हैं। (४) कच्चे बर्तनों को सुखाते हैं, (५) भट्टों में पकाते हैं। (६) फिर इन पर लुक फेरते हैं और (७) अन्त में इच्छानुसार इन पर रंग देते हैं।

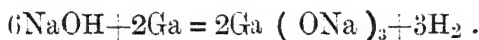
भट्टों में पके बर्तन बिसक्रिट की तरह छेददार होते हैं। इसलिये इन पर लुक फेरना (glaze) आवश्यक होता है। यदि लुक न फेरा जाय, तो पानी इसके छेदों में घुस कर दूसरी ओर रिस आवेगा। लुकों में सिलिका, ऐल्यूमिना और कम से कम कोई एक क्षारधातु या पार्थिव क्षार धातु होती है। किसी किसी में लेड ऑक्साइड और बोरिक ऐसिड भी होता है। लुक को एक प्रकार का काँच समझना चाहिये जो आसानी से गल कर छेदों में बैठ जाता है, और छेद बन्द कर देता है।

लोहे के ऑक्साइड से बर्तनों पर लाल रंग आता है, तांबे के ऑक्साइड से हरा, क्रोमियम लवणों से हरा, कोबाल्ट से नीला, मैंगनीज से भूरा या बैजनी और टाइटेनियम ऑक्साइड से हलका पीला रंग बर्तनों में आता है।

गैलियम, Ga

[Gallium]

अपने आवर्तसंविभाग के रिक्त स्थानों की आलोचना करते समय मेंडलीफ ने गैलियम के अस्तित्व की घोषणा की थी और उसके गुणों का भी अनुमान लगाया था। सन् १८७५ में लेकोक डि बोयबोड्रान (Lecoq de Boisbaudran) ने ज़िंक ब्लैण्ड में इसका स्पेक्ट्रम की रेखाओं द्वारा पता लगाया। आजकल भी अधिकांश गैलियम जस्ते के खनिजों के बचे अंश से निकाला जाता है। खनिज को अम्लराज में घोलते हैं और फिर इसमें जस्ता डालने पर गैलियम लवण अवक्षिप्त हो जाता है। गैलियम लवणों के विद्युत् विच्छेदन से गैलियम धातु मिलती है। यह चांदी की तरह श्वेत होती है। यह धनवर्धनीय और तन्य भी है। पिघला गैलियम पारे का ऐसा दीखता है। ठंडे तापक्रम पर यह पानी को विभाजित नहीं करता, पर उबालने पर ज़ोरों से प्रतिक्रिया होती है। रक्तताप पर यह हवा में जलता है। यह हाइड्रोजेनोक्सीक एसिड और कार्बोसिक सोडा दोनों में विलेय है।



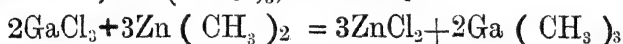
अमोनिया में भी धीरे धीरे घुलता है। हलके नाइट्रिक एसिड का ठंडे में असर कम होता है, गरम करने पर कुछ कुछ अम्लराज में अच्छी तरह घुलता है। यह क्लोरीन के साथ शीघ्रता से, ब्रोमीन के साथ धीरे धीरे और आयोडीन के साथ गरम किये जाने पर संयुक्त होता है। गैलियम ऐल्यूमीनियम के साथ मिश्र धातु (alloy) बनाता है।

गैलियम के यौगिक ऐल्यूमीनियम के यौगिकों से मिलते जुलते हैं।

गैलियम हाइड्रॉक्साइड या नाइट्रेट को गरम करके गैलियम ऑक्साइड, Ga_2O_3 , बनाया जाता है। गैलियम क्लोराइड के विलयन में अमोनिया डालने में गैलियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Ga}(\text{OH})_3$, का लुआवदार अवक्षेप आता है। यह कार्बोसिक क्षारों में अधिक विलेय है, और ताज़ा अवक्षेप अमोनिया के आधिक्य में भी घुलता है। गन्धक की वाष्प और गैलियम धातु के योग से 1300° पर गैलियम सल्फाइड, Ga_2S_3 , बनता है जो

पीला मणिभीय पदार्थ है। यह अम्लों और क्षारों में विलेय है। गैलियम क्लोराइड, यूरिया और अमोनियम सल्फेट के योग से भास्मिक गैलियम सल्फेट का अवक्षेप आता है। 1000° पर अमोनिया और गैलियम धातु के योग से गैलियम नाइट्राइड, GaN , बनाता है। गैलियम ऑक्साइड को नाइट्रिक एसिड में घोलने पर गैलियम नाइट्रेट, $Ga(NO_3)_3$, बनता है। गैलियम धातु और HCl या क्लोरीन के योग से गैलिक क्लोराइड, $GaCl_3$, बनता है जो रवेदार जलग्राही पदार्थ है। गैलियम और गैलिक क्लोराइड के योग से गैलियम द्विक्लोराइड, $GaCl_2$, भी बनता है।

ज़िंक द्विमैथिल, $Zn(CH_3)_2$, और गैलिक क्लोराइड के योग से त्रिमैथिल गैलियम, $Ga(CH_3)_3$, भी बनता है—



क्षारतत्वों के फ्लोराइडों के साथ गैलियम के संकीर्ण फ्लोराइड, जैसे $3LiF \cdot GaF_3$ या $2KF \cdot GaF_3 \cdot H_2O$ आदि बनते हैं।

इंडियम, In

[Indium]

सन् १८६३ में राइख और रिक्टर (Reich and Richter) ने जस्ते के सल्फाइड का परीक्षण करते समय स्फुल्लिंग (spark) स्पेक्ट्रम में दो नीली रेखाएँ इस नये तत्व की देखीं। ये व्यक्ति इंडियम तत्व को पृथक् करने में भी सफल हुये। इस नये तत्व का नाम इंडियम रखा गया क्योंकि स्पेक्ट्रम में इसकी रेखाओं का रंग इंडिगो ब्लू (नील रंग सा) था। सन् १८२४ तक तो संसार में केवल एक ग्राम इंडियम धातु तैयार की गई थी, पर अब तो कई स्थलों पर इण्डियम का पता चल गया है। यह स्फेराइट, फ्रैंकलिनाइट, स्मिथसोनाइट आदि खनिजों में ०.१-०.२ प्रतिशत तक है। ज़िंक ब्लैंड के साथ भी बहुधा मिलता है। विलियम मरे ने एक स्थल पर इण्डियम खनिज का एक अच्छा स्थान देखा। १८२४-३४ के बीच में १००० किलोग्राम इण्डियम तैयार किया गया।

राइख और रिक्टर की विधि में ज़िंक ब्लैंड को नाइट्रिक एसिड में घोला गया और हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा भारी धातुयें अवक्षिप्त करली गयीं। छान कर निःस्यन्द (छने द्रव) में अमोनिया विलयन मिलाने पर इण्डियम का अवक्षेप मिला।

इण्डियम ऑक्साइड को हाइड्रोजन या कार्बन के साथ गरम करने पर इण्डियम धातु मिलती है। इसके अम्लीय विलयन में जस्ता डालने पर भी इण्डियम धातु अवक्षिप्त होती है। पिरिडिन की उपस्थिति में इण्डियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन द्वारा भी यह धातु मिलती है। इण्डियम धातु सीसे से मृदु, घनवर्धनीय और तन्य है। यह उबलते पानी पर भी असर नहीं करती। साधारण तापक्रम पर यह हवा में स्थायी है, पर गरम करने पर नीली ज्वाला के साथ जल कर ऑक्साइड, In_2O_3 , देती है। यह कार्बन-धात्विक यौगिक भी आसानी से बनाती है। यह हल्के अम्लों के योग से हाइड्रोजन देती है। गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गन्धक द्विऑक्साइड देती है। नाइट्रिक एसिड के साथ नाइट्रिक ऑक्साइड और अमोनिया दोनों देती है। यह ऑक्जेलिक एसिड में भी घुलती है, पर ऐसीटिक में नहीं। कास्टिक-क्षारों की इस पर प्रतिक्रिया नहीं होती। CO_2 के वातावरण में 560° तक गरम करने पर In_2O_3 और CO बनते हैं।

इण्डियम के यौगिक गैलियम के समान हैं, पर इनमें भास्मिकता अधिक है। इसके तीन ऑक्साइड, InO , In_2O_3 और In_3O_4 , मिलते हैं। इण्डियम नाइट्रेट, कार्बोनेट या हाइड्रॉक्साइड को तपाने पर In_2O_3 बनता है। इस त्रिऑक्साइड को हाइड्रोजन में गरम करने पर InO मिलता है। In_2O_3 को 550° के ऊपर गरम करने पर In_3O_4 मिलता है।

इण्डियम लवणों के विलयन में अमोनिया छोड़ने पर हाइड्रॉक्साइड, $\text{In}(\text{OH})_3$, का अवक्षेप मिलता है। यह कास्टिक सोडा के आधिक्य में विलेय है, पर उबालने पर उद्विच्छेदित होकर फिर अवक्षेप देता है।

इण्डियम को नाइट्रिक एसिड में घोलने पर इण्डियम नाइट्रेट, $\text{In}(\text{NO}_3)_3$, बनता है। इण्डियम त्रिक्लोराइड, InCl_3 , धातु और क्लोरीन के आधिक्य से बनता है। इस त्रिक्लोराइड को हाइड्रोजन और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के प्रवाह में गरम करने से द्विक्लोराइड, InCl_2 , प्राप्त होता है। इसी प्रकार ब्रोमाइड और आयोडाइड भी बनते हैं। इण्डियम और नाइट्रोजन के योग से क्षीण दाब पर नाइट्राइड, InN , बनता है। यह हल्के अम्लों के संसर्ग से अमोनिया देता है। इण्डियम सल्फेट, $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3$, सामान्य विधियों से बनाया जाता है। यह अत्यन्त जलग्राही श्वेत पदार्थ है। यह फिटकरियां भी देता है। इण्डियम त्रिफेनिल, $\text{In}(\text{C}_6\text{H}_5)_3$, इण्डियम को पारद द्विफेनिल, $\text{Hg}(\text{C}_6\text{H}_5)_2$, के योग

से बनाया गया है। इसी प्रकार पारद द्विमेथिल के योग से इरिडियम त्रिमेथिल, $\text{In}(\text{CH}_3)_3$, बनाया गया है।

थैलियम, Tl

[Thallium]

मार्च १८६१ में क्रूक्स (Crookes) कुछ सेलीनियम अवशेषों की परीक्षा कर रहा था। उसे आशा थी, कि इनमें उसे टेल्यूरियम मिलेगा। जब टेल्यूरियम न मिला तो उसने स्पेक्ट्रोस्कोप से इसकी परीक्षा की। ऐसा करने पर उसे एक हरी रेखा मिली। इसके आधार पर उसने नये तत्त्व का नाम थैलियम रखवा। दूसरे ही वर्ष मई १८६२ में फ्रांस में लाम्बी (Lamy) ने भी लेड-चैम्बर के भंडार से काफ़ी मात्रा में थैलियम धातु प्राप्त की, और इसके भौतिक और रासायनिक गुणों का निरीक्षण किया।

क्रूकेसाइट, $(\text{CuTlAg})_2\text{Se}$ में १६-१९ प्रतिशत थैलियम है, लोरेन्डाइट, TlAsS_2 में ५६ प्रतिशत थैलियम है, और भी कुछ खनिजों में यह पाया जाता है। यह खनिज कुछ कम ही मिलते हैं। थैलियम सलफाइड आर्सेनियस और लेड सलफाइडों में विलेय है, अतः थैलियम इन पदार्थों के खनिजों में मिश्रित भी बहुत पाया जाता है।

खनिज को पीस कर अम्लराज में घोला जाता है, और इसमें से लेड, विषमथ पृथक् करके हाइड्रोजन सलफाइड द्वारा Tl , Cd , Hg के सलफाइड अवक्षिप्त किये जाते हैं। इन तीनों सलफाइडों में से थैलियम सलफाइड बहुत हलके सलफ्यूरिक एसिड में विलेय है, इस प्रकार इसे अलग कर लेते हैं।

थैलस क्लोराइड को सोडियम कार्बोनेट और पोटैशियम सायनाइड के साथ गलाकर थैलियम धातु बनायी जा सकती है। थैलस सलफेट या कार्बोनेट के विद्युत्-विच्छेदन से भी इसे प्राप्त कर सकते हैं। थैलियम धातु नीलापन लिये हुए श्वेत धातु है। यह बहुत नरम है और कागज़ पर काला अक्षर लिख सकती है। हवा में यह धीरे धीरे पृष्ठ पर उपचित होती है। 100° पर शीघ्र थैलस ऑक्साइड, Tl_2O , बनता है, पर रक्तताप पर हवा में यह धातु थैलिक ऑक्साइड Tl_2O_3 देती है। ऑक्सीजन से मुक्त पानी का इस पर कोई असर नहीं होता, अतः यह वायु रहित पानी में सुरक्षित रखी जा सकती है। यह हैलोजन, गन्धक, सेलीनियम, टेल्यूरियम, फॉस्फोरस, आर्सेनिक और एण्टीमनी से सीधे संयुक्त हो सकती है। हलके

नाइट्रिक एसिड में थैलियम शीघ्र घुलता है, और हाइड्रोजन गैस निकलती है। पर सल्फ्यूरिक और हाइड्रोक्लोरिक एसिड में थैलियम धीरे धीरे घुलता है। थैलियम अनेक धातुओं के साथ मिश्रधातु देता है।

थैलियम के यौगिक] थैलस और थैलिक होते हैं जिन में संयोज्यता १ और ३ है। विलेय थैलस यौगिक सोडियम यौगिक के समान हैं और कुछ अविलेय थैलस यौगिक सीसे के यौगिकों के समान। थैलिक यौगिक लोहे और ऐल्यूमीनियम यौगिकों के समान हैं। थैलस यौगिक पोटैसियम परमैंगनेट, परसल्फेट, और क्लोरिन या ब्रोमीन के समान उपचायक रसों से प्रतिकृत होकर थैलिक बन जाते हैं। थैलिक यौगिक स्टैनस क्लोराइड, फेरस सल्फेट, आर्सेनाइट या सल्फाइट के योग से थैलस बन जाते हैं। थैलस और थैलिक लवण परस्पर मिल कर संकीर्ण यौगिक जैसे $TiCl_3 \cdot 3TiCl$, और थैलस थैलिक फिटकरी $Ti_2SO_4 \cdot Ti_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, भी बनाते हैं, यह विचित्रता है।

थैलस लवण—निम्न तापक्रम पर उपचित होकर थैलियम थैलस ऑक्साइड Ti_2O देता है। इसे थैलस हाइड्रोक्साइड को गरम करके भी बना सकते हैं। थैलस सल्फेट और बेराइटा जल के योग से थैलस हाइड्रोक्साइड बनता है। थैलस ऑक्साइड या कार्बोनेट और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से थैलस क्लोराइड और इसी प्रकार अन्य हैलाइड भी बनते हैं। थैलस क्लोराइड हाइड्रोक्लोरिक एसिड में कम घुलता है, पर अमोनिया में विलकुल नहीं। कुछ द्विगुण हैलाइड जैसे $CdCl_2$, $TiCl_3$, $HgCl_2 \cdot TiCl_3$, $CdBr_2$, $TiBr_3$, $ZnI_2 \cdot 3TiI$ आदि भी ज्ञात हैं। थैलस लवण के विलयन में (क्षारीय या बहुत हलके अम्लीय में) हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर थैलस सल्फाइड, Ti_2S , का श्याम वर्ण अवक्षेप आता है। यह अमोनियम सल्फाइड में नहीं घुलता। थैलस कार्बोनेट और सल्फ्यूरिक एसिड के योग से थैलस सल्फेट, Ti_2SO_4 , बनता है, जो पोटैसियम सल्फेट का समरूप है, यह फेरिक आदि त्रिसंयोज्य सल्फेटों के साथ फिटकरियां देता है। थैलस कार्बोनेट सोडियम कार्बोनेट के समान है। 15.5° पर $100^\circ C$ पानी में ४.०३ ग्राम विलेय है।

थैलिक लवण—थैलिक हाइड्रोक्साइड को गरम करके थैलिक ऑक्साइड, Ti_2O_3 , बनता है। थैलस लवण के ठंडे विलयन में हाइड्रोजन

परौक्साइड डाल कर भी यह बनता है। थैलिक लवणों के विलयन में अमोनिया का विलयन डालने पर थैलिक हाइड्रॉक्साइड, $Tl(OH)_3$, का अवक्षेप आता है। इसे $TlO(OH)$ भी समझ सकते हैं। थैलस क्लोराइड को पानी में आस्रस्त (suspend) करके क्लोरीन प्रवाहित करने पर थैलिक क्लोराइड, $TlCl_3$, बनता है। थैलिक ब्रोमाइड, $TlBr_3$, और आयोडाइड, TlI_3 , क्लोराइड के समान विधि से ही बनते हैं पर कम स्थायी हैं। TlI_3 को KI_3 के समान $TlI \cdot I_2$ समझना चाहिये। अन्य क्षारीय हैलाइडों के साथ ये द्विगुण हैलाइड देते हैं। जैसे $2TlCl_3 \cdot 3CsCl$ आदि। थैलिक ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के योग से थैलिक नाइट्रेट, $Tl(NO_3)_3$, बनता है। थैलियम और गन्धक को साथ गलाने पर थैलिक सल्फाइड, Tl_2S_3 , बनता है।

थैलियम कार्बनिक यौगिकों के साथ $Tl(C_2H_5)_3$ प्रकार के यौगिक भी देता है।

स्कैंडियम, Sc

[Scandium]

स्कैंडियम अनेक खनिजों में सूक्ष्म मात्रा में पाया जाता है। कुछ वीकाइट खनिजों में १.१७ प्रतिशत स्कैंडियम ऑक्साइड था, पर अब उनमें से सब निकाला जा चुका है। कुछ वुल्फ्रेमाइट खनिजों में से निकाला जा रहा है। इसका ऑक्साइड, Sc_2O_3 , ऐल्यूमिना के समान है। इसके कुछ त्रिसंयोज्य लवण $ScCl_3$, $Sc_2(SO_4)_3$ आदि हैं। स्कैंडियम सल्फेट की फिटकरी नहीं बनती। अन्य दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्वों से स्कैंडियम मिलता जुलता है।

यिट्रियम, Y और लैन्थेनम, La

[Yttrium and Lanthanum]

वस्तुतः आजकल दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्व १४ माने जाते हैं, इनमें पहला सीरियम (परमाणु संख्या ५८) है और १४ वाँ लुटेसियम (परमाणु संख्या ७१) है। यिट्रियम (३९) और लैन्थेनम (७५) के भी गुण इन्हीं दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्वों के समान हैं। लैन्थेनम हाइड्रॉक्साइड इनमें कुछ क्षारीय है। यह कैलसियम हाइड्रॉक्साइड से मिलता जुलता है।

यिट्रियम और लैन्थेनम के यौगिकों की कोई विशेषता नहीं है। ये बहुत ही कम पाये जाते हैं।

दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्वों का विस्तृत वर्णन देना इस पुस्तक की मर्यादा से बाहर है।

प्रश्न

१. प्रकृति में बोरन किस रूप में पाया जाता है ? बोरन, बोरिक ऐसिड और बोरन नाइट्राइड कैसे बनाओगे ?

२. बोरन के गुणों की तुलना सिलिकन के गुणों से करो। बोरिक ऐसिड कैसे बनाओगे ? इसके गुण और उपयोग बताओ।

(पंजाब, १९४२)

३. प्रकृति में बोरन किस रूप में पाया जाता है ? इसके मुख्य प्राप्तिस्थान बताओ। बोराइड किन्हें कहते हैं, उनके गुण और बनाने की विधियाँ बताओ। आवर्त सविभाग में बोरन का क्या स्थान है ?

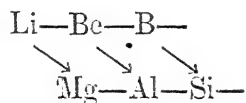
(प्रयाग, ऑनर्स १९३८)

४. बोरिक ऐसिड और बोरेट के विषय में क्या जानते हो ? बोरिक ऐसिड के लक्षण जलीय विलयन में किस स्थिति में होते हैं ?

(प्रयाग, ऑनर्स १९३१)

५. बोरन और सिलिकन के गुणों की तुलना करो। बोरेक्स फुल्लिका परीक्षण की रासायनिक विवेचना करो। (लखनऊ, १९३७)।

६. यह बहुधा देखा जाता है कि अकार्बनिक रसायन में प्रथम लघु खंड के तत्त्वों में अणुवाद स्वरूप गुण होते हैं। यह बात निम्न कर्ण-सम्बन्ध (diagonal relation) से व्यक्त है—



इस कथन की समीक्षा करो। (लखनऊ, १९३८)।

७. फिटकरी क्या है ? उदाहरण दो। पोटैश फिटकरी व्यापारी मात्रा में कैसे तैयार करेंगे ?

(पंजाब, १९३१)

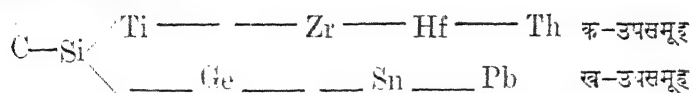
८. फिटकरी क्या है ? (क) अमोनियम फिटकरी, और (ख) क्रोम फिटकरी

- के सूत्र दो। इन में से किसी एक के तैयार करने की विधि भी बताओ।
 अमोनियम फिटकरी पर ताप का क्या प्रभाव पड़ता है? (प्रयाग, १९३८)
९. ऐल्यूमीनियम धातु किस प्रकार व्यापारिक मात्रा में तैयार करते हैं? निम्न
 यौगिक कैसे बनाओगे? निर्जल ऐल्यूमीनियम क्लोराइड, ऐल्यूमीनियम
 नाइट्राइड, और पोटश ग्लेम। इन यौगिकों के उपयोग बताओ।
 (प्रयाग; ऑर्नर्स १९३७)
१०. व्यापारिक मात्रा में ऐल्यूमीनियम कैसे तैयार करोगे? वौक्साइट से
 आरंभ करके निर्जल ऐल्यूमीनियम क्लोराइड और फिटकरी कैसे
 बनाओगे? (बनारस, १९४४)
११. ऐल्यूमीनियम के धातु कर्म का उल्लेख करो। भारत में इतना अधिक
 ऐल्यूमीनियम पाये जाने पर भी धातु कम ही तैयार की जाती है, इसका
 कारण बताओ। ऐल्यूमीनियम और ऐल्यूमीनियम क्लोराइड के उपयोग
 पर टिप्पणी लिखो। (बनारस, १९३०)
१२. किस अयस्क से बहुधा ऐल्यूमीनियम धातु निकाली जाती है? धातु
 निकालने की विधि क्या है? क्या यह अयस्क भारत में पाया जाता
 है? यदि हाँ, तो कहाँ? आजकल इस धातु का इतना महत्व क्यों है?
 (प्रयाग, १९४४)
१३. अयस्क से ऐल्यूमीनियम कैसे निकालते हैं? इस धातु के तीन ऐसे
 यौगिकों का वर्णन दो जो तुम्हारी समझ में व्यापारिक उपयोग के हों।
 (नागपुर, १९४१)
१४. अकार्बनिक बैङ्गीन (बोरेज़ोल) का सूक्ष्म हाल लिखो बैङ्गीन की
 इससे तुलना करो।
१५. बोरन के हाइड्राइडों पर सूक्ष्म टिप्पणी लिखो?

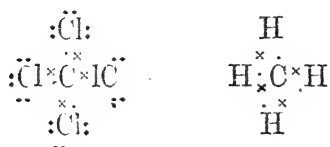
अध्याय १४

चतुर्थ समूह के तत्त्व (१)—कार्बन

मैंडलीफ के संविभाग में चौथे समूह में निम्न तत्त्व हैं—कार्बन, सिलिकन, टाइटेनियम, जर्मेनियम, ज़रकोनियम, वंग वा टिन, हैफनियम, सीसा और थोरियम। अन्य समूहों की भाँति इस समूह में भी सिलिकन के बाद से दो शाखायें हो जाती हैं—



मैंडलीफ के संविभाग में नियमित सात समूहों में चौथा समूह बीच का है। अतः इसके तत्त्वों में न तो प्रथम तीन समूह के तत्त्वों की प्रबल धनात्मकता ही है और न अगले तीन समूहों की प्रबल ऋणात्मकता ही। इसीलिये जहाँ कार्बन हाइड्रोजन से संयुक्त होकर मेथेन, CH_4 , के समान स्थायी यौगिक बनाता है, वह क्लोरीन के साथ भी CCl_4 के समान स्थायी यौगिक देता है। इन यौगिकों में विद्युत् संयोज्यतायें प्रयुक्त नहीं हुई हैं, बल्कि सह संयोज्यतायें। इस कारण इन यौगिकों का आयनीकरण नहीं होता (कार्बन चतुः क्लोराइड रजत नाइट्रेट से रजत क्लोराइड का अवक्षेप नहीं, देता इस बात में यह क्लोराइड सोडियम, बेरियम, या ऐल्यूमीनियम के क्लोराइडों से भिन्न है)।



कार्बन चतुः क्लोराइड मेथेन]

सिलिकन भी सिलोमेथेन, SiH_4 , और सिलिकन चतुः क्लोराइड, SiCl_4 , देता है। दोनों स्थायी यौगिक हैं।

तीसरे समूह की भाँति चौथे समूह में भी प्रथम दो तत्त्व क-उपसमूह के तत्त्वों से कम मिलते जुलते हैं, ये ख-उपसमूह के तत्त्वों के अधिक समान •

हैं। कार्बन और सिलिकन की समानता जर्मेनियम और वंग (टिन) से अधिक है, न कि जरकोनियम या थोरियम से।

चतुर्थ समूह के तत्वों में कार्बन और सिलिकन अधातु हैं, पर य अधातुता आगे के तत्वों में बहुत कम रह जाती है। जरकोनियम, थोरियम वंग और सीसा प्रसिद्ध धातुयें हैं। टाइटेनियम में कुछ अधातुता अवश्य है।

तत्वों के परमाणुओं का ऋणाणु उपक्रम—इस पुस्तक में मुख्य विवरण कार्बन, सिलिकन, वंग और सीसा का दिया जायगा। शेष तत्वों का विस्तृत उल्लेख पुस्तक की मध्यांश से बाहर है। फिर भी तुलना के लिये हम सभी तत्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम देंगे। क-उपसमूह का उपक्रम अन्यो से वृथक् दिया जायगा।

C—कार्बन (६) $1s^2. 2s^2. 2p^2$

Si—सिलिकन (१४) $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^2$

Ge—जर्मेनियम (३२) $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^2$

Sn—वंग (५०) $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 5s^2. 5p^2$

Pb—सीसा (८२) $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^6. 5d^{10}. 6s^2. 6p^2$

क—उपसमूह

Ti—टाइटेनियम (२२) $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^2. 4s^2$

Zr—जरकोनियम (४०) $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^2. 5s^2$

Hf—हैफनियम (७२) $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^6. 5d^2. 6s^2$

Th—थोरियम (९०) $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^6. 5d^{10}. 6s^2. 6p^6. 6d^2. 7s^2$

इस ऋणाणु-उपक्रम को देखने से स्पष्ट हो जायगा कि कार्बन और सिलिकन क्यों ख-उपसमूह के तत्वों से अधिक मिश्रिते जुगते हैं। बाह्यतम

कक्ष में इन सब में $s^2 p^2$ स्थिति है। ख-उपसमूह के बाह्यतम कक्ष में s^2 स्थिति है, और बाह्यतम कक्ष से पूर्व के कक्ष में $s^2 p^6 d^2$ स्थिति में १० ऋणाणु हैं। अर्थात् d उपकक्ष असंतुलित है। जर्मेनियम, वंग और सीसा में d उपकक्ष इस स्थल पर संतुलित है (पूरे १० ऋणाणु हैं)। इस प्रकार हम आसानी से क-उपसमूह और ख-उपसमूह के तत्त्वों के गुणों का अन्तर समझ सकते हैं।

कार्बन-सीसा-वंग के गुण

तत्त्व संकेत	कार्बन (हीरा) C	सिलिकन Si	जर्मेनियम Ge	वंग Sn	सीसा Pb
परमाणु संख्या	६	१४	३२	५०	८२
परमाणुभार	१२.०१	२८.०६	७२.६	११८.७	२०७.२१
घनत्व	३.५१	२.४	५.३६	६.६८	११.३४
कठोरता (मोह माप)	१०	३	६-६.५	१.५-१.८	१.५
परमाणु आयतन	४.५	१२.०४	१३.२६	१८.२५	१८.१८
द्रवणांक	—	१४००°	१५८५°	२३१°	३२७.५°
कथनांक	४२००°	२६००°	२७००°	२२३०°	१५००°
आपेक्षिक ताप	१.५	४.६५	५.३३	६.४३	४.६१
क्लोराइड, ध Cl_4 , का कथनांक	७६°	६६°	८६°	११३६°	विभाजित

क-उपसमूह और ख-उपसमूह के तत्त्वों की तुलना—ऋणाणु, उपक्रम से यह तो स्पष्ट हो ही गया कि दोनों उपसमूहों के तत्त्व किस प्रकार भिन्न हैं। यही बात विस्तार से हम इस प्रकार समझ सकते हैं—

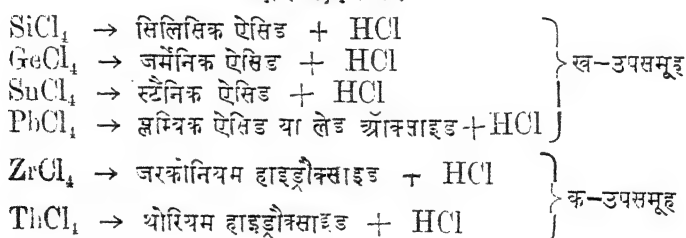
(१) कार्बन और सिलिकन की, और साथ ही साथ जर्मेनियम, वंग और सीसे की संयोज्यता मुख्यतः ४ है, पर कुछ यौगिकों में २ भी है, जैसे CO , $Sn Cl_2$, $Pb Cl_2$ । पर उपसमूह-ख के तत्त्वों की संयोज्यताये ४ के अतिरिक्त २ और ३ भी हैं— Ti_2O_3 , TiO_2 ; और $TiCl$, $TiCl_2$, $TiCl_3$, $TiCl_4$, पर ज़रकोनियम और थोरियम के लवण मुख्यतः ४ ही संयोज्यता

प्रकट करते हैं, ZrO_2 , $ZrCl_4$, ThO_2 , $Th(NO_3)_4$ इत्यादि। एकाध यौगिक Zr_2O_3 और Zr_3N_2 की तरह के भी हैं जिन में संयोज्यता २ और ३ हो जाती है।

(२) क-उपसमूह के तत्त्वों का द्रवणांक ख-उपसमूह के तत्त्वों के द्रवणांक से सापेक्षतः अधिक है—(Ti 1765° , Zr 1850° , और Th 1820°)। इसकी तुलना में (Ge 850° , वंग 232° , सीसा 327°)।

(३) ख-उपसमूह के तत्त्वों के चतुःक्लोराइड धूम्रान द्रव हैं (जैसे $GeCl_4$, $SnCl_4$ और $PbCl_4$), पर ज़रकोनियम और थोरियम के मणिभाय ठोस हैं। टाइटेनियम चतुःक्लोराइड, $TiCl_4$, अवश्य एक अपवाद है। कार्बन का चतुःक्लोराइड आयन न देने वाला यौगिक है, पर अन्य सब चतुःक्लोराइड, $SiCl_4$, क्लोराइड आयन का लक्षण व्यक्त करते हैं। ये सब पानी में अच्छी तरह उदविच्छेदित होते हैं। थोरियम और ज़रकोनियम क्लोराइड कम उदविच्छेदित होते हैं।

उदविच्छेदन पर



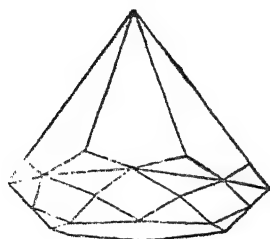
इससे दोनों उपसमूह के यौगिकों का अन्तर स्पष्ट हो जायगा। उदविच्छेदन पर ज़रकोनियम और थोरियम हाइड्रॉक्साइड तो श्लैप (कोलायडीय) विलयन देते हैं उन पर विद्युत् आवेश धनात्मक होता है, पर सिलिसिक ऐसिड स्टैनिक ऐसिड, अदि पर ऋणात्मक ही अधिकतर होता है।

(४) जर्मेनियम, वंग और सीसे के हाइड्राइड, GeH_4 , SnH_4 , PbH_4 , अधिकतर गैस हैं, इसके विपरीत क-उपसमूह की धातुओं के हाइड्राइड अधिकतर ठोस हैं (केवल TiH_3 गैस है) — ZrH_2 चार हाइड्राइडों के समान ठोस है, ThH_3 स्थायी धूसर रंग का चूर्ण है।

यह स्पष्ट है कि क-उपसमूह के टाइटेनियम में ख-उपसमूह के तत्त्वों से कुछ अधिक समानता है।

कार्बन के वरुूप

कार्बन के कई रूपों से हमारा साधारणतः परिचय है, जैसे हीरा, ग्रेफाइट, कोक (लकड़ी का कोयला, पत्थर का कोयला); बेरवा कोयला जैसे धूम कजली (तेल के धुएँ का काजल आदि)। इस आधार पर पहले लोगों की यह धारणा थी कि कार्बन के तीन रूप होते हैं—हीरा, ग्रेफाइट और बेरवा या अमणिभ कार्बन। पर अब हम निश्चयपूर्वक जानते हैं कि कार्बन के दो ही रूप हैं—हीरा और ग्रेफाइट। एक्सरश्मि के परीक्षण से यह बात स्पष्ट हो गयी है। धूम कजली का निरीक्षण यदि एक्सरश्मियों से किया जाय तो यह स्पष्ट हो जाता है कि कजली में भी ग्रेफाइट के ही सूक्ष्म कण हैं। ऊपरी दृष्टि से जो अन्तर प्रतीत होता है वह कणों की आकृति के कारण है, और कुछ इसमें हाइड्रोकार्बन भी मिले होते हैं, इसलिये है। अतः कार्बन के मूलतः दो ही निश्चित रूप हैं—हीरा और ग्रेफाइट। साधारणतः, ग्रेफाइट और हीरा अनन्तकाल तक परस्पर साथ रखे जा सकते हैं—पारस्परिक परिवर्तन नहीं होता जैसे कि गन्धक के राभिक और एकनताक्ष रूपों में। फिर भी यह धारणा है कि ग्रेफाइट 1800° के नीचे और 6000 वायुमंडल के दाब के नीचे ही स्थायी है।



चित्र ७५—हीरा

यदि हीरे को साधारण दाब पर गरम किया जाय तो यह धीरे धीरे ग्रेफाइट में परिणत हो जाता है। विलायकों में से पृथक् हुआ कार्बन (जैसे पिघले लोहे में से) साधारण दाब पर ग्रेफाइट बनता है। दहन-ताप (heat of combustion) के आधार पर (84.27 कैलारी प्रति ग्राम अणु ग्रेफाइट का और 84.42 कैलारी प्रति ग्राम अणु हीरे का) यही निश्चित होता है कि साधारण परिस्थिति में ग्रेफाइट ही अधिक स्थायी रूप है (दो रूपों में से जिस रूप का दहन ताप कम होता है वह स्थायी रूप है)। ग्रेफाइट में इस प्रकार कम रासायनिक शक्ति है, और यही अधिक स्थायी रूप है।

हीरा (Diamond)—बहुत दिनों से भारतवर्ष मूल्यवान हीरे के लिये प्रसिद्ध रहा है, पर संसार के अन्य स्थलों में अब जितना हीरा मिलने लगा है, उसकी अपेक्षा से भारत के हीरे की मात्रा तुच्छ ही है। इस देश के

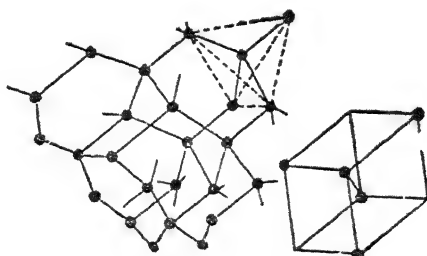
पुराने सब हीरे गोलकुण्डा खानों के थे। प्रसिद्ध कोहनूर हीरा कृष्णा नदी के तट पर कहीं पाया गया था। नेपोलियन की तलवार का पिट या रीजेंट हीरा भी कृष्णा प्रान्त का था। कडापा, अनन्तपुर, वेलारी, करनोल और गोदावरी हीरे के अन्य केन्द्र हैं। पन्ना, चरखारी आदि स्थानों में भी हीरे पाये जाते हैं।

दक्षिण अफ्रीका के “पाइप” हीरे के लिये प्रसिद्ध हैं। ये पाइप प्राचीन ज्वालामुखियों के मुखद्वार हैं। इनमें विचित्र तरह की शिलायें हैं जिन्हें नील भूमि (ब्लू ग्राउंड) कहते हैं। यह जलवायु के प्रभाव से भुरभुरी हो जाती है। इस प्रकार पृथक् हुई मिट्टी में ही हीरे पाये जाते हैं। इन्हें पहले तो हाथ से बीन लिया जाता है, और फिर शेष मिट्टी को ग्रीज़ लगे तख्ते पर धोते हैं। हीरे के छोटे छोटे कण ग्रीज़ में चिपक जाते हैं, और शेष मिट्टी धुल कर वह जाती है।

कृत्रिम हीरे—१८६६ में पहली बार मोयसाँ (Moissan) ने कृत्रिम विधि से हीरा बनाया। मोयसाँ ने कार्बन की मूषा में शुद्ध लोहा और शक्कर का कोयला लिया। मूषा बिजली की चाप भट्टी में कसी हुई थी। चाप की गरमी से लोहा गरम हुआ। जब तापक्रम 2000° के निकट पहुँचा तो लोहा उबलने लगा। इस तापक्रम पर पिघले हुये लोहे ने कुछ कार्बन घोल लिया। मूषा उबलते हुये लोहे सहित ठंडे पानी में एक दम छोड़ दी गयी। (पानी के स्थान पर पिघला सीसा अधिक अच्छा रहता)। एक दम ठंडे होने के कारण लोहे के भीतर इतना दाब उत्पन्न हुआ कि कार्बन छोटे छोटे हीरे के कणों में परिणत हो गया। लोहे को जब ऐसिड में घोला गया, तो ये हीरे के कण प्राप्त हो गये। पर इस विधि से कोई भी हीरा $\frac{1}{2}$ mm. से अधिक बड़ा न बन पाया।

हीरे के गुण—हीरे के अष्टफलकीय जाति के पारदर्शक मणिभ होते हैं। विशुद्ध अष्टफलक तो कम मिलते हैं, पर होते इसी जाति के हैं। किसी में २४, और किसी में ४८ फलक होते हैं। इतने अधिक फलक होने के कारण यह गोल कंकड़ी के समान दीखता है। मणिभ की कोरें मुड़ी होती हैं। हीरा ज्ञात पदार्थों में सब से अधिक कठोर है। इसका वर्तनांक 2481° है। इतना अधिक वर्तनांक किसी भी दूसरे ठोस पदार्थ का नहीं है। इसी के कारण हीरे में इतना सौन्दर्य होता है। इस मणिभ के भीतर ही भीतर प्रकाश की किरणों का इतनी बार पूर्ण परावर्तन होता है कि जिसके कारण इसके भीतर से निकले प्रकाश में इतनी चमचमाहट होती है।

हीरे के मणिभीय गुणों का अनेक प्रकार से अध्ययन किया गया है। ऐसा प्रतीत होता है कि कई परमाणु कार्बन के मिल कर हीरे का एक “दानव-अणु”(giant molecule) बनता है। इसीलिये इसका घनत्व इतना अधिक है, और इसीलिये यह रासायनिक दृष्टि से इतना निष्क्रिय है।

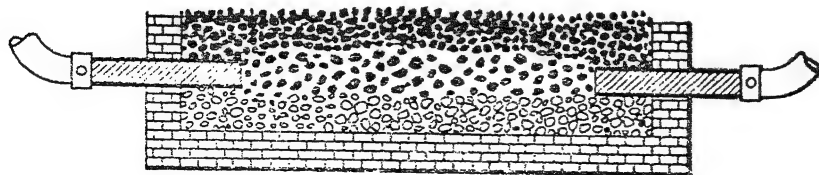


चित्र ७६—हीरे का अणु

यह बड़ी कठिनता से रासायनिक प्रतिक्रिया करता है। बड़ी कठिनता से ही यह जल पाता है। ऊँचे तापक्रम पर जल कर कार्बन द्विऑक्साइड देता है। बहुत सूक्ष्म सी खनिज राख रह जाती है। सोडियम या पोटैशियम कार्बोनेटों के साथ गलाने पर यह धीरे धीरे कार्बन एक्वाइड में परिणत हो जाता है।

कभी कभी काले हीरे भी पाये जाते हैं। ये वस्तुतः हीरे और ग्रेफाइट के योग से बने होते हैं। सापेक्षतः सस्ते होने के कारण इनका उपयोग काँच काटने, या छेद करने वाली वरमी (drill) में लगाने या नीरंग मणिभों को पौलिश करने में होता है।

ग्रेफाइट (Graphite)—यह साइबेरिया, सीलोन और संयुक्त राज्य अमरीका में पाया जाता है। भारतवर्ष में यह विजिगापट्टम प्रान्त में, छत्तीसगढ़ रियासत में, कुर्ग और ट्रावनकोर एवं उत्तरी बर्मा में मिलता है। अजमेर, मेरवाड़, पटना और उड़ीसा की रियासत में भी कुछ शिलाओं के बीच में पाया जाता है। लंका का ग्रेफाइट तो बहुत विख्यात था, पर सब खतम हो चुका है। उड़ीसा रियासतों का व्यापार भी सन् १६२४ से बन्द है।



चित्र ७७—ग्रेफाइट तैयार करने की विद्युत् भ्राष्ट्र

साधारण बेरवा कार्बन को अत्यन्त ताप पर रखने से ग्रेफाइट बन जाता है। एकमन (Acheson) की ग्रेफाइट-भट्टी-आग्नेय ईंटों की चौकोर (आयताकार) बनी होती है। भीतर इसके कोक कोयले की रज का अस्तर रहता है। इस भट्टी के भीतर बेरवा कार्बन या कोक भर देते हैं जिसे ग्रेफाइट में परिणत करना होता है। भट्टी में बड़े बड़े कार्बनछड़ों के एलेक्ट्रोड (विद्युत्‌द्वार) होते हैं। इतनी बिजली की धारा प्रवाहित की जाती है, कि कोक सफेद दमकने लगता है। अब यदि इसे ठंडा किया जाय तो बेरवा कार्बन ग्रेफाइट में परिणत हो जायगा।

ग्रेफाइट ऊपर से चिकना चिकना घोर धूसर वर्ण का पदार्थ है। इसमें एक विशेष आभा होती है। यह षट्कोणीय पत्रों के रूप में होता है। इसके पत्र अभ्रक से मिलते जुलते हैं। यह नरम होता है, और बहुत ही उत्तम उपांजक (lubricant) है। ग्रीज़ या चिकनाई में मिला कर उपांजन के काम में व्यवहृत होता है।

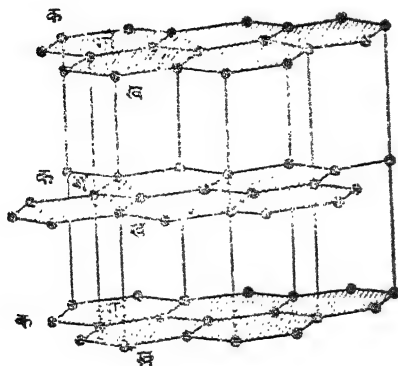
ग्रेफाइट बिजली का अच्छा चालक है। बिजली के बहुत से यंत्रों में "ग्रेफिटीकृत" कार्बन का उपयोग होता है अर्थात् उस कार्बन का जो वायु की अनुस्थिति में ऊँचे तापक्रम तक तपा लिया गया हो। डायनेमो के ब्रश भी इससे बनते हैं। बिजली के सेलों में भी इसका उपयोग है। इसके बहुधा एलेक्ट्रोड बनते हैं। ग्रेफाइट लिखने की पेन्सिलों के "लेड" (सीसा) बनाने में काम आता है।

ग्रेफाइट हीरे से कुछ कम निष्क्रिय है। ऊँचे तापक्रम पर ही धीरे धीरे यह जलाया जा सकता है। इसकी ताप चालकता बहुत कम है, इसलिए इसका उपयोग कार्बन मूषाओं के बनाने में भी होता है। 1000° के नीचे किसी भी रस का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता। केवल पोटैसियम क्लोरेट और नाइट्रिक एसिड के मिश्रण द्वारा उपचित होकर यह ग्रेफिटिक एसिड* देता है। ऊँचे तापक्रमों पर तो सभी उपचायक पदार्थों की इस पर प्रतिक्रिया होती है। पोटैसियम नाइट्रेट या क्लोरेट के साथ गरम करने पर यह कार्बन द्विऑक्साइड देता है।

* ग्रेफिटिक एसिड पीला अविलेय पदार्थ है। यह आर्द्र लिटमस का रंग लाल कर देता है। इसका सूत्र $C_{11}H_4O_5$ या C_3O या $C_{11}O_4$ है। गरम करने पर यह फूल उठता है और एक काला चूर्ण पायरो ग्रेफिटिक ऑक्साइड, $C_{22}H_2O_4$, रह जाता है। हाइड्रोआयोडिक एसिड के योग से ग्रेफिटिक एसिड हाइड्रोग्रेफिटिक एसिड देता है।

पोटैसियम क्लोरेट और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड से ग्रेफाइट एक यौगिक देता है जिसमें हाइड्रोजन, ऑक्सीजन, और गन्धक हैं। इसे ब्रोडी (Brodie) के अनुसार प्रफन सल्फेट कहते हैं।

ग्रेफाइट का अणु हीरे के अणु से भिन्न है। इसके अणु में अनेक कार्बन परमाणु सहसंयोज्यताओं से भिन्न भिन्न तलों में बँधे हुये हैं। एक तल में दो कार्बनों के बीच में $1.48 \times 10^{-8} \text{ cm.}$ की दूरी है; पर भिन्न भिन्न तल परस्पर $3.41 \times 10^{-8} \text{ cm.}$ की दूरी पर हैं। इस तल की दिशा में ही ग्रेफाइट चीरा या फाड़ा जा सकता है। इन तलों के किनारों पर ही रासायनिक प्रतिक्रिया आरम्भ होती है।



ग्रेफाइट को सान्द्र नाइट्रिक

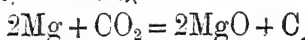
चित्र ७८— ग्रेफाइट अणु ऐसिड से तर करके यदि गरम किया जाय, तो कुछ ग्रेफाइट तो फूल उठते हैं, पर कुछ नहीं। इसे लुज़ी परीक्षण (Luzi's test) कहा जाता है।

अमणिभ (Amorphous) कार्बन—साधारणतः बेरवा या अमणिभ कार्बन से अभिप्राय निम्न कोयलों से समझा जाता है—(१) लकड़ी या चीनी का कोयला, (२) दीप कज्जली, (३) जान्तव कोयला, (४) कोक (पत्थर का कोयला आदि) (५) गैस कार्बन और (६) एलेक्ट्रोड कार्बन। ये सभी कार्बन काले अपारदर्शक होते हैं। उनके घनत्व भिन्न भिन्न होते हैं। जैसा पहले कहा जा चुका है, ये कोयले अणु की दृष्टि से भिन्न नहीं हैं। एक्सरशिम के द्वारा परीक्षण करने पर स्पष्ट हो जाता है कि ये अमणिभ नहीं हैं। इनमें भी बहुत सूक्ष्म रवे हैं, और इन रवों में कार्बन परमाणुओं का वैसा ही विस्तार है जैसा कि ग्रेफाइट में।

लकड़ी का कोयला (Charcoal)—बन में से काटी हुई लकड़ी के ढेर में जब आग लगायी जाती है, तो इसका पानी निकल जाता है, और

यह लकड़ी कोयले* के रूप में बच जाती है। इस कोयले को बुझा कर बाजार में बेचा जाता है। शक्कर का कोयला अति शुद्ध होता है। अच्छी गन्ने की शक्कर को बन्द मूषा में तब तक गरम किया जाता है कि गैसों निकलनी बन्द हो जायें। अब इस कोयले को ग्रेफ़ाइट नली में क्लोरीन के प्रवाह में 1000° पर गरम करते हैं। ऐसा करने पर कोयले में जो हाइड्रोजन बचा हो वह भी दूर हो जाता है (HCl बनकर)। अब इसे फिर धोकर हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करते हैं जिससे शेष बचा क्लोरीन दूर हो जाय। इस विधि से अति शुद्ध कोयला जिसे शक्कर का कोयला कहते हैं मिलता है। इसका घनत्व 1.2 है और यह हवा में 450° पर जलता है।

मेगनीशियम धातु को कार्बन डिऑक्साइड में गरम करने पर भी शुद्ध अम-ग्लिम कार्बन मिलता है, जिसमें हाइड्रोजन की उपस्थिति की संभावना नहीं है—



लकड़ी के कोयले का उपयोग ईंधन की भांति होता है। लकड़ी में से २५ प्रतिशत तैल के हिसाब से कोयला बैठता है।

लकड़ी के कोयले का घनत्व $1.4-1.6$ होता है। इतना भारी होने पर भी यह पानी पर तैरता है क्योंकि यह रन्ध्रमय होता है, और छेदों में हवा भरी रहती है। रन्ध्रमय होने के कारण यह अनेक गैसों का अधिशोषण करता है। नारियल का कोयला हीलियम समूह की गैसों के शोषण में काम आता है। यह नारियल के खोपड़े को गरम करके बनाया जाता है।

* सूखी लकड़ी 220° पर भूरी होने लगती है, 260° पर गहरी भूरी हो जाती है और 310° पर काली होकर फुलसने लगती है। 350° पर काला कोयला बनता है। लकड़ी के भंजक स्वर्ण (destructive distillation) पर कोलतार, ऐसिड और स्पिरिट बनती है। लकड़ी के कोयले में ८५ प्रतिशत के लगभग कार्बन होता है।

आजकल लकड़ी ऐसे भट्टों या लोहे के भभकों में, जिसमें बाहर से आग लगती है, गरम की जाती है। हवा कहीं नहीं जाने देते। जो वाष्पशील द्रव बनते हैं, उन्हें ठंडा करके अलग कर लेते हैं। इसमें का पानी में विलेय भाग पायरोलिग्निनयस ऐसिड कहलाता है, जिसमें ऐसीटिक ऐसिड, मेथिल ऐलकोहल, और एसिटोन होते हैं। दूसरी चीज कोलतार होती है। लकड़ी गरम करने पर जो गैसें निकलती हैं उन्हें जला कर भभके गरम करने का काम लेते हैं। १०० भाग सूखी लकड़ी में से २५ भाग कोयला, १० भाग तार, ४० भाग पायरोलिग्निनयस ऐसिड और २५ भाग गैस मिलती हैं।

१ आयतन नारियल के कोयले में सामान्य दाब और तापक्रम पर गैसों के निम्न आयतन अधिशोषित होते हैं—

अमोनिया १७१'७	नाइट्रिक ऑक्साइड ७०'५
सायनोजन १०७'५	कार्बन द्विऑक्साइड ६७'७
नाइट्रस ऑक्साइड ८६'३	ऑक्सीजन १७'६
एथिलीन ७४'७	नाइट्रोजन १५

यदि तापक्रम बहुत कम रक्खा जाय तो गैसों की अधिशोषित मात्रा बढ़ जाती है।

	H ₂	N ₂	O ₂	A	He	
०° पर	४	१५	१८	१२	२	आयतन
—१८५° पर	३५	१५५	२३०	१७५	१५	"

दीप कज्जली (Lamp black)—कोयला, मोम, तेल, तारपीन आदि पदार्थ हवा की अनुपयुक्त मात्रा में जब जलते हैं, तो धुआँ निकलता है। चिमनियों में लगी कारिख यही है। हमारे देश में सरसों के तेल को जला कर काजल पारा जाता है। तेल के दिये की लौ पर ठंडा बर्तन रखते हैं। इस पर काजल इकट्ठा हो जाता है जिसे आँख में आँजते हैं।

यह दीप कज्जली बृहत् परिमाण में बनाई जाती है। अमरीका में प्राकृतिक गैसों को एक गोल चक्र के नीचे जलाया जाता है। इस चक्र को निरंतर ठंडा रखते हैं। जो कज्जली इस पर जमा होती है, उसे खुरच लिया जाता है।

ऐसिटिलीन गैस को ६ वायुमंडल दाब पर एकाएक विस्फोट करने पर बहुत शुद्ध कज्जली बनती है। इस प्रतिक्रिया में हाइड्रोजन भी बनता है—



दीप कज्जली में २० प्रतिशत के लगभग तेल की अशुद्धियाँ रहती हैं। शक्कर के कोयले के समान क्लोरीन और हाइड्रोजन में गरम करके इन्हें दूर किया जा सकता है। दीप कज्जली का घनत्व १'७८ है।

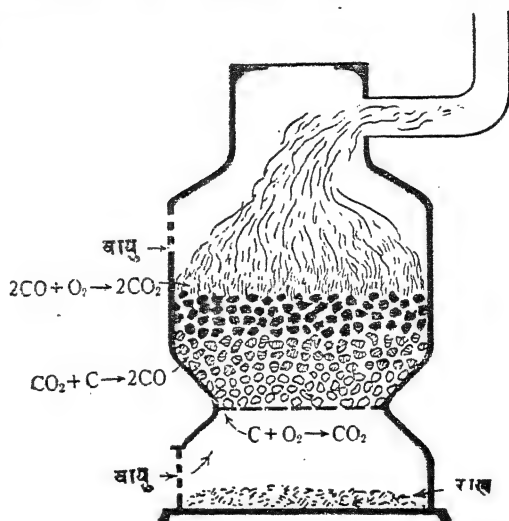
जान्तव कोयला (Animal charcoal)—यह लोहे के भभकों में हड्डियों के विच्छेदक स्वरूप से बनता है। स्थावण-विधि से जो पानी में विलेय अंश बनता है, वह च्तारीय होता है (लकड़ी वाला अम्लीय था)। इसमें अमोनिया और अन्य नाइट्रोजनीय च्त्तर होते हैं। कुछ अस्थि तैल बनता है जिसे डिपेल तेल (Dippel's oil) कहते हैं; इसमें पिरिडिन होता है।

और कुछ गैसों भी बनती हैं। भभके में जो काला पिंड रह जाता है, उसमें १० प्रतिशत अमणिभ कार्बन, ८० प्रतिशत कैल्सियम फॉस्फेट और कुछ अन्य पदार्थ होते हैं। हाइड्रोक्लोरिक एसिड में ये लवण घुल जाते हैं, और जान्तव कोयला बच रहता है।

चीनी के कारखानों में चासनी के शोधन में इसका व्यवहार बहुत होता था। अधिशोषण प्रतिक्रिया से चासनी का मैल कोयले के पृष्ठ पर रह जाता है, और स्वच्छ

चासनी नीचे आ जाती है। मैलदार कोयले को गरम करके पुनर्जीवित कर लेते हैं। रुधिर का कोयला भी इस काम आता है।

पत्थर का कोयला और कोक—जंगलों के जमीन में दब



जाने के कारण चित्र ७६—भट्ठी में कोयले का भस्मीकरण भूमि के भीतर कोयले की खानों का जन्म हुआ। इन वनस्पतियों के कालान्तर में रूपान्तर होकर कई प्रकार के पदार्थ मिलते हैं।

सब से पहली अवस्था में पीट (peat) बनता है, इसमें सजीव पदार्थ अधिक होते हैं, और कार्बन ६०% होता है।

दूसरी अवस्था में लिग्नाइट (lignite) बनता है जो पीट की अपेक्षा अधिक कठोर होता है। इसमें ६७% कार्बन होता है।

तीसरी अवस्था बिटुमिनी कोयले (bituminous coal) की है। जिसमें ८०% के लगभग कोयला होता है।

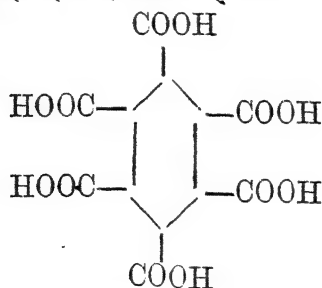
अंतिम अवस्था ऐन्थ्रोसाइट (anthracite) की है जिसमें ९०% कार्बन होता है।

हमारे देश में बोकारो, गिरिडीह, झरिया, रानीगंज आदि स्थलों पर कोयले की अच्छी खानें हैं। झरिया में समस्त देश का ४२% कोयला, और रानीगंज में ३२% कोयला निकलता है। इनमें से अधिकांश तो रेलगाड़ियों के इंजनों के काम आता है। अन्य कारखानों में भी इसका उपयोग होता है। झरिया के कोक में ७६.४५% कार्बन, १६.३७% राख, २.२८% पानी और शेष वाष्पशील अंश होता है। जिस कोयले से यह कोक बनता है उसमें ६०.६८% कार्बन, ११.२१% राख और १४.२८ प्रतिशत वाष्पशील अंश होता है।

खान में से निकले पत्थर के कोयले का जब विच्छेदक खनण करते हैं, तो वाष्पशील गैसों को ठंडा करने पर तो कोलतार बनता है और जो कोयला बच रहता है उसे कोक कहते हैं। इसका उपयोग ईंधन के रूप में किया जाता है। इसे जलाने पर धुआँ नहीं निकलता।

गैस कार्बन—जिन भभकों में पत्थर के कोयले का विच्छेदक खनण होता है, उनकी दीवारों पर और छत पर जो कज्जली जमा हो जाती है, वह अति शुद्ध कार्बन है। यह बड़ा कठोर होता है। इसे गैस कार्बन कहते हैं। यह बिजली का अच्छा चालक है। इसके एलेक्ट्रोड बनाये जाते हैं।

अमणिम कार्बन को यदि सान्द्र नाइट्रिक एसिड से प्रतिकृत किया जाय तो भूरा विलेय पदार्थ मिलता है, जिसे मेलिटिक एसिड, (mellitic acid) $C_6(COOH)_6$, कहते हैं। यह बैजिन पद कार्बोक्सिलिक एसिड है।



लकड़ी के कोयले और पोटैसियम परमैंगनेट के योग से भी यह बनता है।

कोल गैस—कोयले को हवा की अनुपस्थिति में जब बन्द भभकों में गरम किया जाता है तो चार प्रकार के पदार्थ प्राप्त होते हैं—(१) कोल गैस, (२) कोक, (३) कोलतार और (४) अमोनियत द्रव। एक टन कोयले से लगभग १२,००० घनफुट कोल गैस बनती है अर्थात् कोयले की

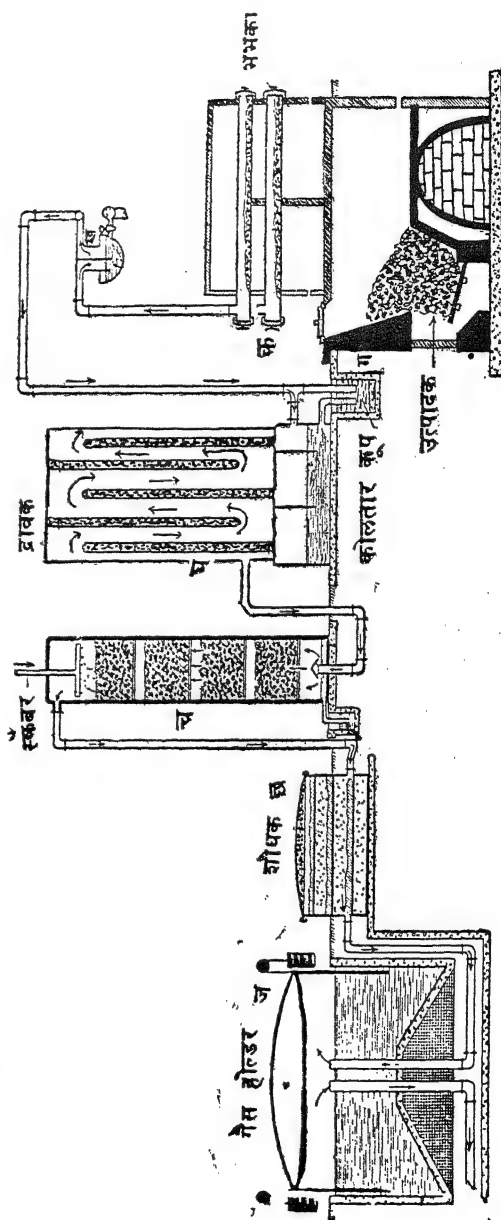
विषय सूची

अध्याय	पृष्ठ
१. भारत में रसायन की परम्परा	१
२. आधुनिक रसायन की पृष्ठभूमि	१७
३. मैडलीफ का आवर्त संविभाग [Periodic Classification of Elements]	७०
४. संयोज्यता [Valency]—पूर्वार्ध	६५
५. संयोज्यता और रासायनिक बन्ध [Valency and Chemical Bonds]	१०६
६. उपचयन और अपचयन [Oxidation and Reduction]	११६
७. धातु और धातु कर्म [Metals and Metallurgy]	१२३
८. हाइड्रोजन और पानी [Hydrogen and Water]—हाइड्रोजन परीक्साइड	१४२
९. प्रथम समूह के चार तत्त्व [Alkali Elements of the First Group]	१६१—२७२
लीथियम १६६, सोडियम २०२, पोटैशियम २४०, रुबीडियम २५८, सीज़ियम २६१, अमोनियम लवण २६४	
१०. प्रथम समूह के तत्त्व—(२) ताँबा, चाँदी, सोना [Copper, Silver and Gold]	२७३—३३४
ताँबा २७८, चाँदी ३०२, सोना ३२२	
११. द्वितीय समूह के तत्त्व—(१) [Metals of the Second Group]—Be, Mg, Ca, Sr, Ba, and Ra	३३५—३६६

१८% (तैल से)।
यदि तापक्रम १४००-
१५००° रक्खा
जाय तो यह पड़ता
(yield) २२%
तक हो सकता है।

कोल गैस के
आधुनिक कारखानों
में बड़े आकार के
ऊर्ध्वाधर (vertical)
भभकों का प्रयोग किया
जाता है, पुराने कार-
खानों में अनुप्रस्थ
(horizontal)
भभके काम आते
हैं। ऊर्ध्वाधर भभकों
से लाभ यह है कि
बेरोक लगातार काम
लिया जा सकता है।
इन भभकों में अग्नि-
जित ईंटों का एक
मुखस्तम्भ (shaft)
होता है जिसके शीर्ष
पर गैस-रोधक एक
हौपर (टोपी)
होती है। इस टोपी
को खोलकर बीच
बीच में कोयला
भभके में और छोड़ा
जा सकता है।

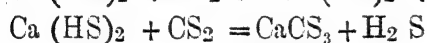
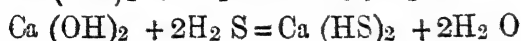
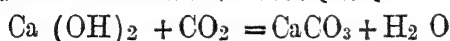
भभकों को



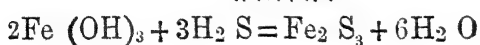
चित्र ८०—कोल गैस बनाना

“उत्पादक गैस” (प्रोड्यूसर गैस) से गरम किया जाता है। यह गैस कार्बन एकौक्साइड और हवा का मिश्रण है। तापक्रम लगभग 1300° रहता है। जो गैस यहाँ से उठती है, वे एक पुनरुत्पादक (regenerator) में होकर जाती हैं, जहाँ इन व्यर्थ गैसों की गर्मी को भीतर आने वाली हवा ले लेती है।

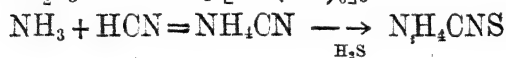
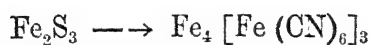
भभकों से उठी गैसों फिर जल प्रेरित प्रणालियों (hydraulic mains) में जाती हैं, और वहाँ से ये द्रावकों (condenser) में पहुँचती हैं। यहाँ इनका कोलतार ठंडा होकर टंक्रियों में जमा हो जाता है। अब ये गैसों मार्जकों (scrubbers) में पहुँचती हैं, वहाँ पानी की मीसी (spray) से इनकी धुलाई होती है। मार्जकों में इस प्रकार इन गैसों का सब अमोनिया, और कुछ हाइड्रोसायनिक एसिड धुल जाता है। मार्जक से बाहर आयी गैसों में अब भी कुछ गन्धक के यौगिक जैसे कार्बन द्विसलफाइड और हाइड्रोजन सलफाइड, एवं कुछ हाइड्रोसायनिक और कार्बन द्विऑक्साइड रह जाते हैं। अतः इन गैसों को शोधकों (purifiers) में होकर प्रवाहित करते हैं। इन शोधकों में चूना और फेरिक ऑक्साइड (हाइड्रेट) की ८ फुट मोटी तह होती है। शोधकों में प्रतिक्रियायें इस प्रकार होती हैं—



थायोकार्बोनेट



HCN



इस प्रकार इन शोधकों में मार्जक से बचकर निकली हुई सब गैसों प्रतिक्रिया करके दूर हो जाती हैं।

कोल गैस अनेक ज्वलनशील गैसों का मिश्रण है। इसका संगठन कार्बनीकरण (carbonisation) के तापक्रम पर निर्भर है। साधारणतया कोल गैस में निम्न गैसों होती हैं—

हाइड्रोजन ४३-५५ प्रतिशत	}	तापजनक गैसों
मेथेन २५-३५ ”		
कार्बन एकौक्साइड ४११ ”		

ओलिफिन, एसिटिलीन,

वैजिन २-५'५ प्रतिशत

नाइट्रोजन	२-१२	"	} अशुद्धियाँ
कार्बन डिऑक्साइड	०-३	"	
ऑक्सीजन	०-१'५	"	

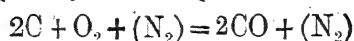
अच्छी कोल गैस का तापजनक मान प्रति पौंड १६००० B.Th.U.

है (प्रति घन फुट ६०० B.Th.U.) ।

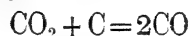
ब्रिटिश थर्मल यूनिट (B.Th.U.) अर्थात् अंग्रेजी ताप इकाई वह ताप है जो १ पौंड पानी को १° F गरम करने में लगता है ।
१ B.Th.U. = ३.६६८ किलोकैलरी ।

कोल गैस का उपयोग जलाने और प्रकाश के काम में होता है । रासायनिक प्रतिक्रियाओं में अपचायक के रूप में अथवा निष्क्रिय वातावरण प्रदान करने के लिये भी इसका व्यवहार होता है ।

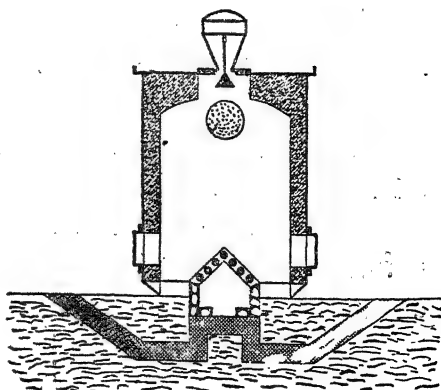
उत्पादक गैस (Producer gas)—यह कार्बन एकॉक्साइड और नाइट्रोजन गैस का मिश्रण है । जब दहकते कोयले के ऊपर हवा प्रवाहित की जाती है तो यह गैस बनती है ।



जो कुछ कार्बन डिऑक्साइड बनती है, उसका भी अपचयन हो जाता है—



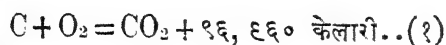
गैस बनाने का “उत्पादक” (producer)—यह बेलनाकार भट्टी ऐसा होता है (६-१२ फुट व्यास का, १०-१५ फुट ऊँचा) । अन्दर इसके आग्नेय ईंटों का अस्तर होता है, और बाहर से इस्पात का । नीचे पानी भरा होता है । पानी के सतह के कुछ ऊपर से वायु एक मोटे नल द्वारा भीतर घुसती है । लोहे की छड़ों पर रखवा हुआ कोक या कोयला धक्कता रहता है । भट्टी के ऊपर एक टोपी (हॉपर) होता है जिससे बीच बीच में कोयला



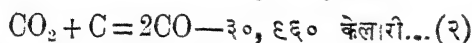
चित्र ८१—उत्पादक गैस

और डाला जा सकता है। राखी निकालने के लिये भी एक द्वार पैंदे के पास होता है। भट्टी की दीवार में ऊपर की तरफ एक द्वार प्रोजेक्टर गैस के निकलने का होता है।

नीचे भट्टी में कार्बन और हवा के योग से पहले तो कार्बन द्विऑक्साइड बनता है—



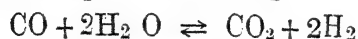
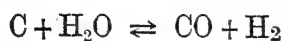
यह गैस ऊपर धक्कते कोयलों में पहुँचते पहुँचते एकॉक्साइड बन जाती है—



पहली प्रतिक्रिया तापक्षेपक (exothermic) है और दूसरी तापशोषक (endothermic)। दोनों प्रतिक्रियाओं का संयुक्त परिणाम + ५८,००० कैलॉरी है। इसका उपयोग उत्पादक गैस में किया जाता है।

शुद्ध हवा और शुद्ध कार्बन से बनी उत्पादक गैस में आयतन के हिसाब से ३४.७ % CO और ६५.३ % N₂ होता है, पर व्यवहार में नित्य प्रति बनायी जाने वाली गैस में कार्बन एकॉक्साइड इतने से कम ही होती है। उत्पादक गैस हवा से भारी और पानी में अविलेय होती है। इसका तापमान सापेक्षतः कम है, और इसकी ज्वाला का तापक्रम भी नीचा होता है। फिर भी सस्ते होने के कारण इसका उपयोग बहुत किया जाता है। मोटर लारियाँ हमारे नगरों में उत्पादक गैस से बहुधा चलती हैं।

जल गैस (वाटर गैस)—अगर दहकते हुये कोक के ऊपर से भाप प्रवाहित की जाय तो कार्बन एकॉक्साइड, कार्बन द्विऑक्साइड, और हाइड्रोजन का मिश्रण मिलेगा—



तापक्रम	प्रतिशत भाप विभाजित	गैस का संगठन आयतन से		
		H ₂	CO	CO ₂
६७५°	८८	६५.२	४.६	२९.८
८४०°	४१.०	६१.६	१५.१	२२.६
१०१०°	६४.०	४८.८	४६.७	१.५
११२५°	६६.४	५०.६	४८.५	०.६

जैसे जैसे तापक्रम बढ़ता है, कार्बन एक्रोसाइड की प्रतिशत मात्रा भी बढ़ती जाती है, जैसा कि निम्न अंकों से स्पष्ट है—

साधारण जल गैस में ४६.१७ प्रतिशत H_2 ; ४३.७५ % CO , २.७१% CO_2 और शेष थोड़ा सा नाइट्रोजन और मेथेन होती है।

जल गैस बनाने के यंत्रों में कोक के ऊपर पहले हवा प्रवाहित करते हैं जिससे उत्पादक गैस बनती है। तापक्रम इस प्रकार ऊँचा उठ जाता है। इसको “उष्ण प्रवाह” (hot blow) कहते हैं। यह प्रवाह १० मिनट तक रहता है। जब कोयले का तापक्रम बहुत ऊँचा उठ गया तो १ मिनट तक पानी की भाप प्रवाहित करते हैं। इसे “शीत प्रवाह” (cold blow) कहते हैं। जल गैस बनने पर तापक्रम फिर १०००° के नीचे पहुँच जाता है। अब फिर “उष्ण प्रवाह” करते हैं। बारीबारी से दोनों प्रवाह करते रहते हैं।

जल गैस का तापजनक मान काफी ऊँचा है (२८०-३१० B.Th.U. प्रति घन फुट)। इसकी ज्वाला छोटी पर गरम होती है। अतः इसका उपयोग गला कर जोड़ने में (welding) होता है। इस जल-गैस में हाइड्रोजन होता है, अतः बहुत सी जगहों में हाइड्रोजन गैस इस विधि से तैयार करते हैं। यह “कार्बनकृत जल गैस” बनाने के भी काम आती है।

“कार्बनकृत जल गैस”—(Carburetted water gas)—कोल गैस की अपेक्षा जल गैस का तापजनक मान बहुत कम है। कभी कभी कोल गैस को हलका करने के लिये जल गैस का उपयोग करते हैं। अतः यह भी आवश्यकता पड़ती है कि किसी प्रकार जल गैस का तापजनक मान कुछ बढ़ा दिया जाय। यह उद्देश्य जल गैस के कार्बनीकरण से सिद्ध होता है। पेट्रोलियम तेल के भंजन से जो हाइड्रोकार्बन निकलते हैं, उन्हें जल गैस में मिला दिया जाता है।

इसे बनाने के विधान में पहले तो पानी की भाप को कोयले पर प्रवाहित करके वाटर गैस बनाते हैं। फिर यह गैस “कार्बनीकारक” (carburetter) स्तम्भ में जाती है, जिसमें ऊपर से पेट्रोलियम तेल गिरता रहता है। गरमी पाकर तेल का भंजन (cracking) होता है। फिर वाटर गैस और हाइड्रोकार्बनों का मिश्रण अतितापकों (superheaters) में ले जाते हैं और वहाँ से फिर गरम शोधकों (purifier) में।

कार्बनीकृत जल गैस में निम्न चीजें होती हैं—

H ₂	३४-३८ %	CO ₂	०.२-२.२ %
CO	२३-३८ %	असंतृत हाइड्रोकार्बन	१३-१६ %
संतृत हाइड्रोकार्बन	१७-२१ %	N ₂	२.५-५ %

इस गैस का उपयोग कोल गैस के साथ साथ गरम करने और प्रकाश देने दोनों में होता है।

अर्धजल गैस—(Semi-water gas)—उत्पादक गैस में ३०% गरमी नष्ट हो जाती है, यदि इस गैस का वहीं उपयोग न कर लिया जाय जहाँ यह बनायी जाती है। कार्बन और हवा के योग से जो प्रतिक्रियायें होती हैं, वे तापक्षेपक हैं; पर भाप और कार्बन वाली प्रतिक्रिया तापशोषक है। अतः यदि हम दहकते कोयले पर भाप और हवा दोनों का मिश्रण प्रवाहित करें तो उत्पादक गैस और जल गैस दोनों का लाभ मिल सकेगा। कार्बन-हवा के योग से प्रदत्त ताप का उपयोग कार्बन-भाप वाली प्रतिक्रिया में हो जायगा।

इस प्रकार दहकते कार्बन पर पानी की भाप और हवा के मिश्रण को प्रवाहित करने पर जो गैस मिलती है उसे “अर्ध-जल गैस” कहते हैं। इसमें २७ % CO, १०.६ % H₂, ४.५ % CO₂, ५६.३२ % N₂ और शेष अंश मेथेन आदि का होता है।

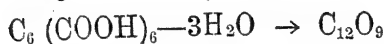
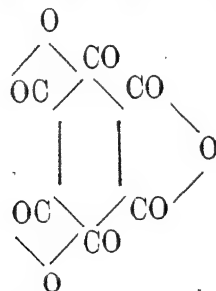
मिट्टी के तेल की गैस—प्रयोगशालाओं में बर्नरों में जलाने के लिये जिस गैस का प्रयोग होता है वह मिट्टी के तेल (केरोसीन) से बनायी जाती है। इस तेल के भंजन (cracking) करने पर अनेक गैसें निकलती हैं जो ज्वलनशील हैं। इस गैस के कारखाने में मिट्टी का तेल लोहे के भभके के रक्त-तप्त पृष्ठ पर थोड़ा थोड़ा चुआया जाता है। तेल की बूँद जैसे ही भभके पर पड़ी, यह वाष्पीभूत हुई और गरमी के कारण इसका भंजन भी हो गया। मेथेन और एथिलीन श्रेणी के अनेक हाइड्रोकार्बन बनते हैं। यह जलप्रेरित प्रणायकों में होते हुए मार्जकों में पहुँचते हैं, जहाँ पानी से इनकी धुलाई होती है, और गैसों के साथ आया कीचड़ (तार कोल) दूर कर लिया जाता है। फिर गैस के बड़े बड़े संग्राहकों (gas holder) में इन्हें भर लेते हैं।

कार्बन के यौगिक

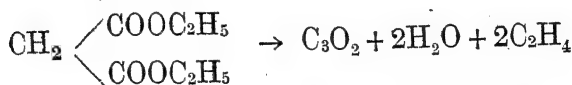
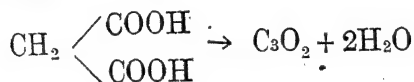
ऑक्साइड—कार्बन के ४ ऑक्साइड ज्ञात हैं—

(१) मेलिटिक एनहाइड्राइड, $C_{12}O_9$ (२) कार्बन सबौक्साइड, C_3O_2 (३) कार्बन एक्वाक्साइड, CO (४) कार्बन द्विअक्साइड, CO_2 इनके अतिरिक्त C_3O_2 भी सन्दिग्ध रूप से बताया जाता है ।

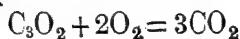
मेलिटिक अनुद या-एनहाइड्राइड, $C_{12}O_9$ —अमणिम कार्बन और सान्द्र नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से जो वैजीन षट् कार्बोक्सिलिक एसिड बनता है उसे मेलिटिक एसिड कहते हैं । इसका उल्लेख पहले किया जा चुका है । समीप के दो कार्बोक्सिलिक समूहों में से एक-एक अणु पानी का निकल जाय तो मेलिटिक एनहाइड्राइड रह जावेगा—



कार्बन सबौक्साइड, C_3O_2 —यह मेलोनिक एसिड (या उसके एस्टर) को फॉस्फोरस पंचौक्साइड द्वारा प्रतिकृत करके (300° और 12 mm दाब पर) बनाया जाता है ।

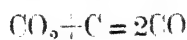


इस गैस में तीक्ष्ण गन्ध होती है । बर्फ में ठंढा करने पर द्रव देती है जिसका क्वथनांक 6° है । हलके से गरम करने पर ही विभाजित हो जाती है । यह धूमवान नीली ज्वाला से जलती है ।



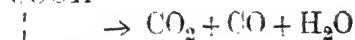
कार्बन एक्वाक्साइड, CO —इसके बनाने की विधियाँ निम्न हैं—

(१) कार्बन ड्वायॉक्साइड को काँच की दहन नली में तप्त कोयले पर प्रवाहित करके (उत्पादक गैस देखो)—



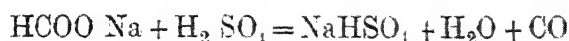
नली से बाहर निकली हुई गैसों को पोट्याश विलयन में यदि प्रवाहित किया जाय तो शेष बचा कार्बन ड्वायॉक्साइड रोपित हो जायगा ।

(२) फॉर्मिक एसिड या ऑक्जेलिक एसिड में से सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा पानी निकाल कर—

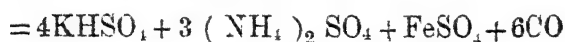
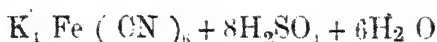


फॉर्मिक एसिड से अकेला कार्बन एक्वाइड निकलता है, पर ऑक्जेलिक एसिड से कार्बन एक्वाइड और ड्वायॉक्साइड दोनों गैसें निकलती हैं । कास्टिक पोट्याश विलयन में ड्वायॉक्साइड गैस सोख ली जा सकती है ।

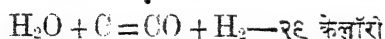
सोडियम फॉर्मेट और सल्फ्यूरिक एसिड को परस्पर गरम करने पर सुविधापूर्वक एक्वाइड बनता है—



(३) पोटैसियम फेरोसायनाइड और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से (हलके एसिड से HCN निकलता है)—

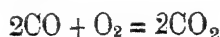


(४) दहकते हुये कोयले पर भाप प्रवाहित करके—(“जल गैस” देखो)

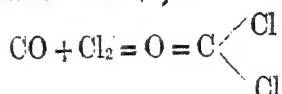


गुण—यह नीरंग गैस है जिसमें कोई स्वाद या गन्ध नहीं होता । यह बहुत ही विषैली है, यह खून के हीमोग्लोबिन के साथ कार्बोक्स-हीमोग्लोबिन बनाती है । यदि खून को आधी हीमोग्लोबिन इस प्रकार संयुक्त हो जग्य तो प्राणी की मृत्यु हो जाती है । जिन कारखानों के पास धुआँ बहुत होता है, या जहाँ कोल गैस हांती है, वहाँ इस विष से ग्रस्त होने की संभावना बहुत होती है ।

इस गैस का घनत्व वायु के घनत्व के बराबर ही है। द्रव कार्बन एकौक्साइड का द्रव्यत्वक— 18.0° और द्रव्यत्वक— 30.9° है। यह स्थायी गैस है। गरम करने पर भी नहीं विभाजित होती। हवा के साथ विस्फोट मिश्रण बनाती है। विस्फोट होने पर डिऑक्साइड बनता है—

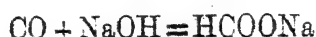


कार्बन एकौक्साइड बिलकुल शिथिल ऑक्साइड है, अतः यह क्लोरीन से संयुक्त होकर कार्बोनिल क्लोराइड, या फॉसजीन गैस, COCl_2 , देता है—

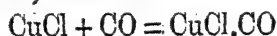


यदि एकौक्साइड गैस और गन्धक की वाष्पों को गरम नली में होकर प्रवाहित किया जाय तो कार्बोनिल सल्फाइड, COS , बनेगा।

कार्बन एकौक्साइड और गरम कार्बिक सोडा के योग से सोडियम फॉर्मेट बनता है—



कार्बन एकौक्साइड क्यूप्रस क्लोराइड के साथ एक संयोजन यौगिक (योगशील यौगिक) बनाता है।

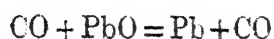


यदि क्यूप्रस क्लोराइड और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के विलयन में कार्बन एकौक्साइड गैस प्रवाहित की जाय, तो यह गैस सोख ली जावेगी। विलयन के सूखने पर रवेदार यौगिक $\text{CuCl} \cdot \text{CO} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ बनता है। यह यौगिक तभी बनता है, जब पानी या अमोनिया भी मौजूद हो। निर्जल एल्कोहल में क्यूप्रस क्लोराइड इस गैस का शोषण नहीं करता।

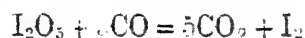
अनेक धातुयें कार्बन एकौक्साइड के साथ कार्बोनिल बनाती हैं। जैसे निकेल कार्बोनिल $\text{Ni}(\text{CO})_4$, कोबल्ट कार्बोनिल $\text{Co}(\text{CO})_8$ और $\text{Co}_2(\text{CO})_8$, लोह कार्बोनिल $\text{Fe}(\text{CO})_5$ और $\text{Fe}(\text{CO})_9$, रूथेनियम-कार्बोनिल, $\text{Ru}(\text{CO})_5$ ।

कार्बन एकौक्साइड प्रबल अस्वाद्यक गैस है। यह लेंड ऑक्साइड को सीमा में परिणत कर देती है—

* सन् १८८० में डिक्सन (Dixon) ने यह देखा कि पूर्णतः सुखाली गयी कार्बन एकौक्साइड सर्वथा शुष्क ऑक्सीजन के साथ विस्फोट नहीं देती।



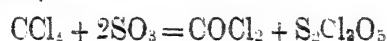
यह 80° पर आयोडीन पंचौक्साइड I_2O_5 को अपचित करके आयोडीन देता है—



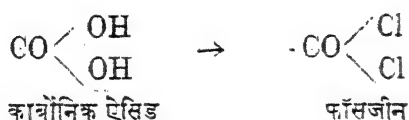
इस प्रतिक्रिया का उपयोग कार्बन एक्सीडाइड के अनुमापन में होता है।

फॉसजीन या कार्बोनिल क्लोराइड, COCl_2 —यह कहा जा चुका है कि कार्बन एक्सीडाइड और क्लोरिन के योग से फॉसजीन गैस बनती है। यह योग सूर्य की रोशनी में होता है; अथवा दोनों गैसों को तप्त जलान्तव कोयले पर प्रवाहित करने पर होता है। जॉन डेवी (John Davy) ने १८११ में इस विषैली गैस का पता लगाया था।

कार्बोनिल क्लोराइड बनाने की दूसरी विधि कार्बन चतुः क्लोराइड और धूमवान सल्फ्यूरिक एसिड के योग से है—



इस क्लोराइड को कार्बोनिक एसिड का एसिड-क्लोराइड माना जा सकता है—



यह अमोनिया के साथ यूरिया देता है—

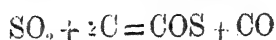


यह ठंडे होने पर द्रव हो जाता है। नीरंग द्रव का कथनांक -2° है।

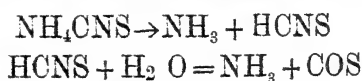
कार्बोनिल सल्फाइड, COS —इसे कार्बन ऑक्सिड सल्फाइड भी कहते हैं। मन् १८३७ में थान (Than) ने कार्बन एक्सीडाइड और गन्धक वाष्पों को तप्त नली में प्रवाहित करके इसे पहली बार बनाया था—



यह रक्ततप्त कोयले पर गन्धक ट्राइऑक्साइड प्रवाहित करके भी उत्पन्न की जा सकती है।

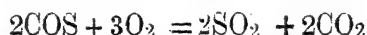


पर इसके बनाने को सबसे सरल विधि हलके सलफ्यूरिक ऐसिड (५ आयतन ऐसिड, ४ आयतन पानी) और अमोनियम थायोसायनेट की २०° पर प्रतिक्रिया से है। थायोसायनेट का उद्विच्छेदन इस प्रकार होता है—



प्रतिक्रिया में कुछ HCN और CS₂ भी बनते हैं। गैस को कास्टिक पोटाश के सान्द्र विलयन में प्रवाहित करने पर HCN दूर हो जाता है। फिर गैस को सान्द्र सलफ्यूरिक ऐसिड में होकर और फिर त्रिमेथिल फॉस्फीन, P (CH₃)₃, पिरिडिन, और नाइट्रोबेन्ज़ीन के मिश्रण में प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर CS₂ भी दूर हो जाता है।

कार्बोनिल सल्फाइड नौरंग, निःस्वाद गैस है जो पानी में कुछ कम पर टोल्विन में अच्छी तरह विलेय है। १२५ वायुमंडल दाब पर ०° पर द्रवीभूत होती है; कथनांक—४०.२° और द्रवणांक—१३८.२° है। यह बहुत ज्वलनशील है, और नीली, कुछ धूमवान ज्वाला से जलती है। आर्द्र अवस्था में यह ऑक्सीजन के साथ विस्फोट भी देती है—



यदि गरम कैटिनम तार की कुंडली इसमें छोड़ी जाय तो इसमें से कार्बन एकौक्साइड मिलता है—

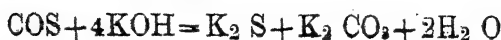


क्योंकि प्रतिक्रिया में गन्धक ठोस है, अतः आयतन में कोई अन्तर नहीं आता।

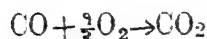
जलीय विलयनों में कार्बोनिल सल्फाइड का उद्विच्छेदन होकर पहले थायोलकार्बोनिक ऐसिड, OH.CO.SH, बनता है, और फिर हाइड्रोजन सल्फाइड—



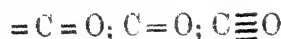
इसके जलीय पोटाश या एलकोहलिक पोटाश के साथ पोटेसियम सल्फाइड और कार्बोनेट बनते हैं—



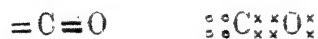
कार्बन एक्कोक्साइड का संगठन—कार्बोनिल क्लोराइड और सल्फाइड के अध्ययन के अनन्तर हम कार्बन एक्कोक्साइड के सूत्र का आलोचना कर सकते हैं। यह तो स्पष्ट है कि इसके अणु में एक परमाणु कार्बन का और एक ऑक्सीजन का है। यूडियोमीटर में एक आयतन एक्कोक्साइड को आधे आयतन ऑक्सीजन के साथ विस्फुटित किया जाय तो १ आयतन कार्बन द्विऑक्साइड बनता है।



अतः यदि द्विऑक्साइड का सूत्र CO_2 है, तो एक्कोक्साइड का CO हुआ। इसे हम निम्न रूपों में लिख सकते हैं—



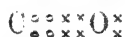
ऋणाणु लिङ्गात् के आधार पर पहले दो सूत्र तो एक ही हैं, और ऐसे अणु को व्यक्त करते हैं जो अति ध्रुवीय होना चाहिये क्योंकि इसमें एक ओर ४ ऋणाणु हैं और दूसरी ओर दो—



(× ऋणाणु ऑक्सीजन के, ° ऋणाणु कार्बन के)



तीसरे सूत्र से भी ध्रुवीय यौगिक मिलेगा—



पर वास्तव में कार्बन एक्कोक्साइड ध्रुवीय नहीं है। अतः इसके ये तीनों सूत्र गलत हैं। इसे चौथे निम्न सूत्र द्वारा व्यक्त करना पड़ेगा।



इसमें बीच में ६ ऋणाणु और दोनों ओर दो-दो ऋणाणु हैं। यह सूत्र इस प्रकार समतुलीय होने से अध्रुवीय अणु की रचना व्यक्त करता है।

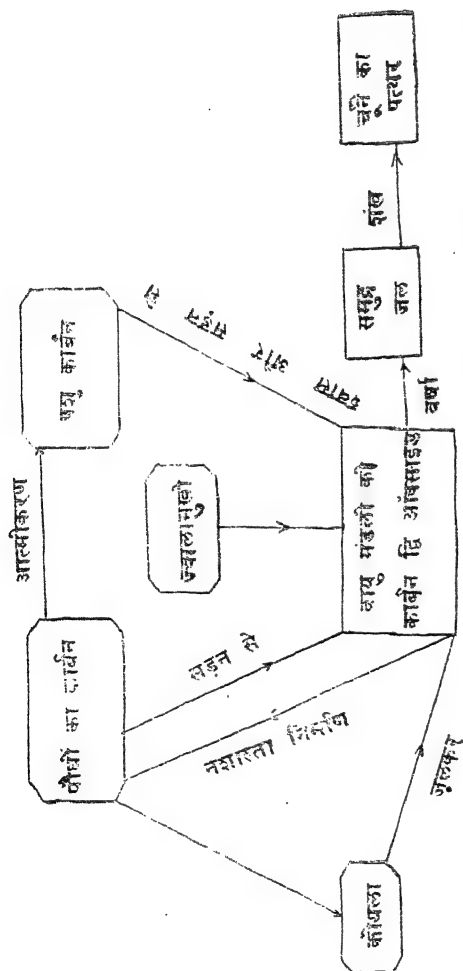
इसकी पुष्टि इससे भी होती है, कि कार्बन एक्कोक्साइड दाता (donor) है। कार्बन ऋणाणुओं का एक धुम्र द्रव्य पर माइसों के कार्बोनिल अम्ल $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{CO})_2]\text{Cl}_2$ के समान यौगिक बनाता है। इसका परावर्तनिक (para-ther) मान भी इसी की पुष्टि करता है।

कार्बन द्विऑक्साइड, CO_2 —पुराने कुओं की भ्रष्ट हवा (foul air)

से परिचय तो हमारा पुराना है। वन्द कमरों में जो धुटन होती है उसका अनुभव भी अति प्राचीन है। अंगूर, महुये या जौ की शराब बनते समय जो गैस निकलती है उसका निरीक्षण भी पुरानी बात है। १६ वीं शताब्दी में वैन हेलमण्ट (van Helmont) ने खड़िया और सिरके की प्रतिक्रिया से

मिली गैस का भी उल्लेख किया है। सन् १७७४ में बर्गमैन (Bergman) ने इसका विशद अध्ययन किया और बाद को लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने इसकी रचना ठीक प्रकार से व्यक्त की।

१० सख्त भाग वायु में कार्बन डिऑक्साइड ३ भाग उपस्थित है। इसकी विद्यमानता जीवन में बड़ा महत्त्व रखती है। वनस्पति जीवन और प्राणिजीवन भी इस पर निर्भर है। पेड़ पौधों में जितना कार्बन है, वह जमीन से नहीं मिलता बल्कि हवा की इस गैस से ही। हम लोगों के शरीर का कार्बन वनस्पतिक पदार्थों से मिलता है। हम भोजन खा कर उसके कुछ कार्बन को शरीर में संग्रह कर लेते हैं, और शक्ति मिलती है। यह



चित्र — प्रकृति में कार्बन चक्र
-कुछ पेट में ईंधन की तरह जलता है जिससे हमें

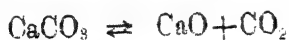
शक्ति मिलती है । यह

ईंधन जला कर हम भी श्वास द्वारा कार्बन द्विऑक्साइड बाहर वायु में फेंकते हैं। इस प्रकार कार्बन भी वायु में चला जाता है। सूर्य के प्रकाश में वनस्पतियाँ अपने क्लोरोफिल की सहायता से फिर कार्बन द्विऑक्साइड ग्रहण करती हैं, और इसका विभाजन करके कार्बन अपने पास रख लेती हैं, और हमारे उपयोग का ऑक्सीजन हवा को दे देती हैं। इस प्रकार कार्बन द्विऑक्साइड और ऑक्सीजन का चक्र निरंतर चलता रहता है।

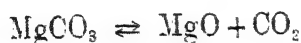
कार्बन द्विऑक्साइड बनाने की विधियाँ चार प्रकार की हैं—

- (१) कार्बन और इसके यौगिकों को जला कर।
- (२) कार्बोनेटों को तपा कर।
- (३) कार्बोनेट और ऐसिडों के योग से।
- (४) क्विच की प्रतिक्रिया द्वारा जैसे कि शराब बनाने समय।

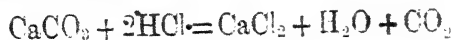
साधारणतया ईंधन के जलाने पर जो कार्बन द्विऑक्साइड बनता है, वह व्यर्थ जाता है। व्यापारिक मात्रा पर यह गैस कार्बोनेटों को तपा कर बनाते हैं जैसे कि चूने के पत्थर से भट्टों में—



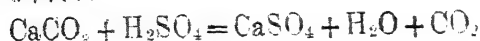
इसी प्रकार मैग्नीशियम कार्बोनेट से—



प्रयोगशालाओं में यह गैस संगमरमर पत्थर के टुकड़ों और ऐसिडों के योग से बनायी जाती है—

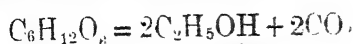


संगमरमर



खड़िया

शराब बनते समय ग्लूकोज और इसी प्रकार की अन्य शर्करायें निम्न प्रकार कार्बन द्विऑक्साइड गैस देती हैं—



एलकोहल

शराब के कारखानों में से इस प्रकार पीपों में से निकली हुई गैस का उपयोग सोडा वाटर के व्यापार में होता है।

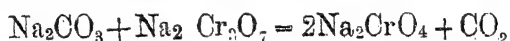
कार्बन डिऑक्साइड यदि बिलकुल शुद्ध बनाना हो तो सोडियम बाइकार्बोनेट को गरम करना चाहिये—



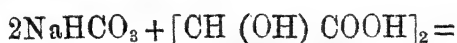
या सोडियम कार्बोनेट को हलके सल्फ्यूरिक एसिड के साथ प्रतिकृत करना चाहिये—



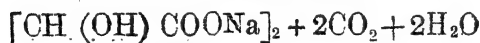
१ भाग सोडियम कार्बोनेट को ३ भाग सोडियम या पोटैसियम डिक्रोमेट के साथ गरम करके भी शुद्ध गैस बनती है—



बेकिंग पाउडर, अर्थात् पावरोटी, बिसकिट आदि बनाने में जो चूर्ण काम आता है, उसमें सोडियम बाइकार्बोनेट और टारटरिक एसिड के समान कोई मिश्रण होता है। शुष्क रहने पर तो यह कार्बन डिऑक्साइड नहीं देता; पर पानी पड़ने पर यह गैस निकलती है। पकाते समय गरम किये जाने पर यह गैस फैलती है—



टारटरिक एसिड



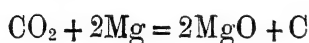
टारट्रेट

गुण—कार्बन डिऑक्साइड गैस नीरंग होती है। इसमें हलका सा मीठा स्वाद होता है, और इसीलिये इसका विलयन स्वादिष्ट लगता है। यह विषैली नहीं है, पर हाँ, इससे श्वास का काम नहीं निकाला जा सकता। पर श्वासकेन्द्रों को यह उत्तेजित कर देती है। अतः यदि किसी का दमघुट रहा हो तो उसे ऑक्सीजन और कार्बन डिऑक्साइड का मिश्रण सुँघाना लाभदायक है। बन्द कमरों में जो उगस होती है, वह वस्तुतः इस गैस की उपस्थिति के कारण नहीं है। यह तो अत्यन्त आर्द्रता, वायु प्रवाह के अभाव, आदि के कारण है।

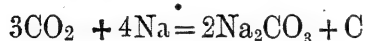
यदि गैस पर अधिक दाब डाला जाय अथवा इसे अच्छी तरह ठंढा किया जाय तो यह द्रवीभूत हो सकती है। गैस सिलिण्डर के मुँह के पास से जब गैस निकलते समय एकदम फैलती है, तो इतनी ठण्डी हो जाती है कि यह बर्फ के समान जम जाती है। द्रव कार्बन ट्राइऑक्साइड और ऐमिल ऐसीटेट या ईथर के मिश्रण की सहायता से हमें— 100° तापक्रम मिल सकता है। ठोस कार्बन ट्राइऑक्साइड बिना गले ही वाष्पीभूत होने लगता है। इसका ऊर्ध्वपातन तापक्रम १ वायुमंडल दाब पर— 78.2° है। ठोस कार्बन ट्राइऑक्साइड को “शुष्क बर्फ” (dry ice) और “शुष्क शीत” (dricold) भी कहते हैं। बर्फ जमाने की मशीनों में इसका व्यवहार होता है।

15° और सामान्य दाब पर १ आयतन पानी में 1.002 आयतन कार्बन ट्राइऑक्साइड घुलती है। सोडावाटर की बोतलों में विलयन ८ वायुमंडल दाब पर बनाया जाता है। लगभग 0.2% सोडा भी पानी में घोल दिया जाता है। सभी प्राकृतिक पानियों में यह गैस थोड़ी बहुत घुली हुई है। इसी लिये पानी के भीतर भी कुछ पौधे उगाये जा सकते हैं।

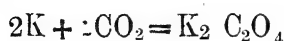
कार्बन ट्राइऑक्साइड स्थायी गैस है और आसानी से विभाजित नहीं होती। इसमें कोई पदार्थ जलता भी नहीं है, केवल सोडियम, पोटैसियम और मेगनीशियम इसके अपवाद हैं। मेगनीशियम का तार इसमें जलता है, और कार्बन मुक्त हो जाता है—



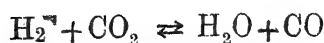
पर सोडियम के से साथ प्रतिक्रिया में कार्बोनेट बनता है—



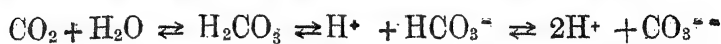
पोटैसियम के साथ 230° — 240° पर जो प्रतिक्रिया होती है उसमें १७ प्रतिशत तक पोटैसियम ऑक्जेट भी बनता है—



हाइड्रोजन गैस के साथ यदि इसका मिश्रण तपाया जाय तो कुछ कार्बन एक्साइड भी बनता है।



पानी में घुल कर कार्बन] द्विऑक्साइड कार्बोनिक एसिड देता है जो द्विभासिक एसिड है। इसका आयनीकरण इस प्रकार होता है—

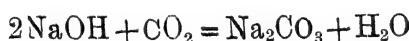


इस अम्ल के विघटन स्थिरांक इस प्रकार हैं—

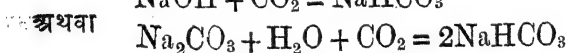
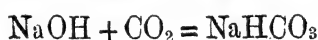
$$\frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 3.0 \times 10^{-7} \quad (15^\circ \text{ पर})$$

$$\frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{--}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 6 \times 10^{-11} \quad (25^\circ \text{ पर})$$

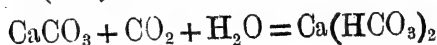
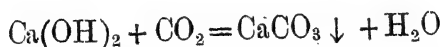
कार्बन द्विऑक्साइड को वस्तुतः इस कार्बोनिक एसिड का अनुद या ऐनहाइड्राइड समझना चाहिये। यह एसिड द्विभासिक है, इसलिये इसके दो प्रकार के लवण बनते हैं—सामान्य कार्बोनेट, जैसे Na_2CO_3 और बाइकार्बोनेट जैसे, NaHCO_3 । यदि क्षार आधिक्य में होगा तो सामान्य कार्बोनेट बनेंगे—



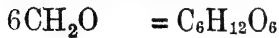
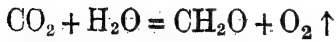
पर यदि कार्बन द्विऑक्साइड आधिक्य में होगा तो बाइकार्बोनेट बनेगा—



चूने के पानी में कार्बन द्विऑक्साइड बुदबुदाने से कैल्सियम कार्बोनेट का सफेद अवक्षेप आता है। पर यदि देर तक यह गैस बुदबुदायी जाय तो यह अवक्षेप घुल जाता है क्योंकि कैल्सियम बाइकार्बोनेट बनता है जो विलेय है—

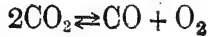


वनस्पतियाँ कार्बन द्विऑक्साइड का शोषण करके पहले फॉर्मेलडीहाइड, HCHO , बनाती हैं, जिसके बहुलीकरण (polymerisation) से शर्करायें बनती हैं—



शक्कर

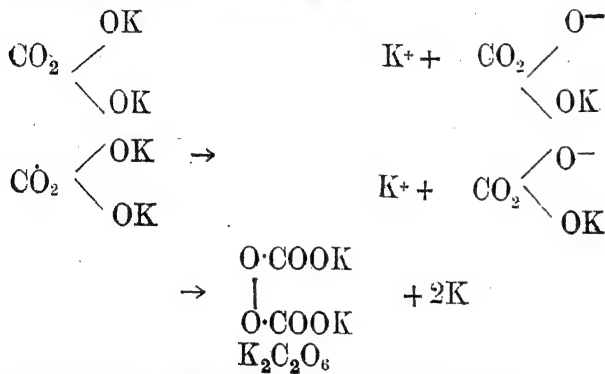
कार्बन ट्राइऑक्साइड गरम किये जाने पर कार्बन एक्वासाइड और ऑक्सीजन में थोड़ा सा विघटित होता है; पर यदि तापक्रम ऊँचा हो तो बहुत अधिक।



भिन्न-भिन्न तापक्रमों पर यह विघटन इस प्रकार है—

तापक्रम °A	१०००°	२०००°	३०००°	३५००°
प्रतिशत विघटन	०.००००२५	२.०५	५४.८	८३.२

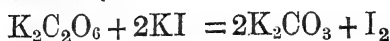
परकार्बोनेट—यदि पोटैसियम कार्बोनेट से संतृप्त विलयन का १०° से १५° के बीच में विद्युत्विच्छेदन किया जाय (ऐनोड प्लैटिनम का लेकर), और ऐनोड को रन्ध्रमय सेल में रक्खा जाय तो नील श्वेत अमण्णिभ अवक्षेप आता है जो पोटैसियम परकार्बोनेट का है !



इसे शीघ्रतापूर्वक ठंडे पानी, एल्कोहल और ईथर से धोया जा सकता है और फिर P_2O_5 पर सुखाया जा सकता है। शुष्कावस्था में यह मामूली तापक्रम पर स्थायी है। पर पानी के सम्पर्क में विभाजित होकर ऑक्सीजन देता है।

सोडियम कार्बोनेट के ६% विलयन को ०° पर विद्युत् विच्छेदित करके सोडियम परकार्बोनेट $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_6$ बना सकते हैं। सोडियम कार्बोनेट और हाइड्रोजन परीक्साइड के योग से एक मणिभीय पदार्थ बनता है, जिसका संघटन पहले $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ समझा जाता था, पर अब तो इसे सोडियम कार्बोनेट जिसमें मणिभीकरण का हाइड्रोजन परीक्साइड हो ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 1\frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}_2$) मानते हैं।

पोटैसियम आयोडाइड के ठंढे विलयन में परकार्बोनेट डालने पर फौरन आयोडीन निकलता है—

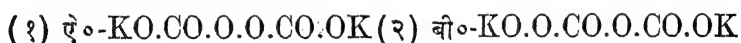


सोडियम परौक्साइड और एलकोहल के मिश्रण में कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित करने पर सोडियम परकार्बोनेट, $Na_2 C_2 O_6$, बनता है। यह सोडियम परौक्साइड से संयुक्त होकर सोडियम परएक-कार्बोनेट, Na_2CO_4 , देता है—



यह पोटैसियम आयोडाइड से आयोडीन धीरे-धीरे देता है।

एलकोहल और पोटैसियम परौक्साइड पर कार्बन द्विऑक्साइड के योग से एक दूसरा पोटैसियम परकार्बोनेट, $K_2 C_2 O_6$, बनता है। यह पहले पोटैसियम कार्बोनेट के समान तत्काल आयोडीन पोटैसियम आयोडाइड से नहीं देता। इस बात में यह भिन्न है। इस प्रकार दो पोटैसियम परकार्बोनेट मिले—एलफा और बीटा; इन दोनों को निम्न प्रकार चित्रित किया जा सकता है—

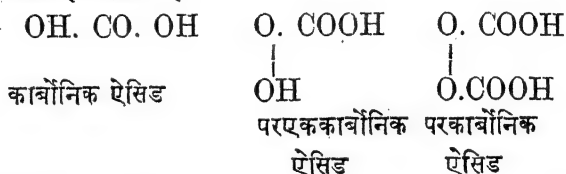


(विद्युत् विच्छेदन से)

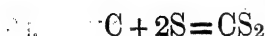
सोडियम परएककार्बोनेट को

$Na.O.O.COONa$ लिखेंगे।

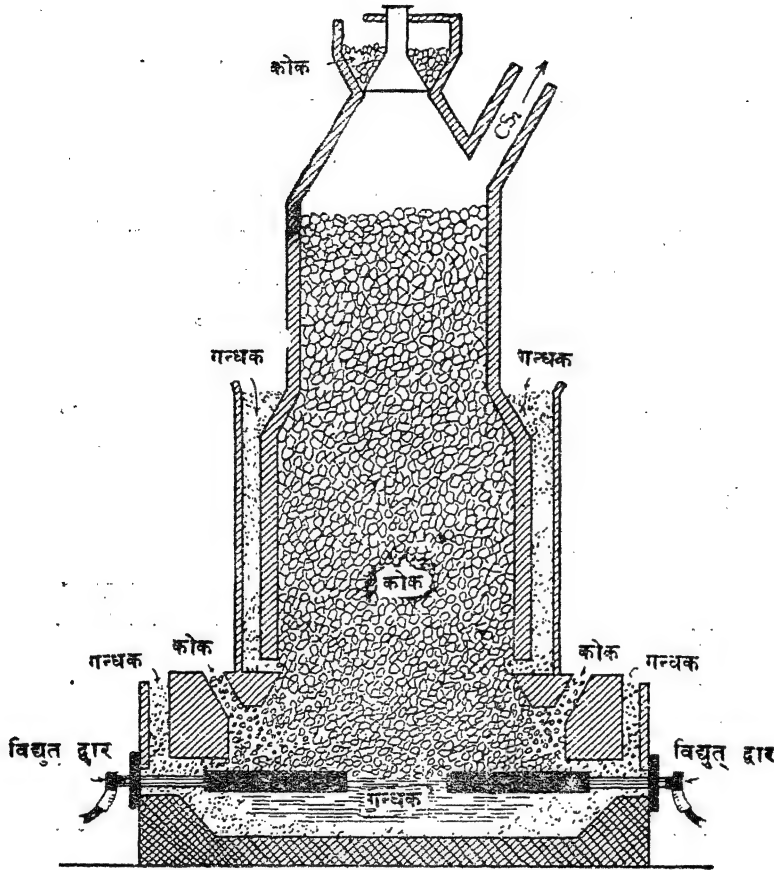
इन सबका संबंध इस प्रकार है—



कार्बन द्विसलफाइड, CS_2 —श्वेत तप्त कार्बन पर गन्धक की प्रतिक्रिया करने पर यह बनता है। प्रयोगशाला में इसका बनाना कठिन है। व्यापारिक मात्रा में तैयार करने के लिये स्तंभाकार भट्टा बनाते हैं जिसमें कोक भरा होता है। भट्टे के आधार के पास कार्बन के दो बड़े एलेक्ट्रोड लगे होते हैं। इनके द्वारा बिजली प्रवाहित करके कोक को उच्च तापक्रम तक दहका लिया जाता है। पार्श्व से गन्धक भट्टे में डालते हैं। यह पिघल कर जब उड़ता है तो इसकी वाष्पें कार्बन से संयुक्त हो जाती हैं—



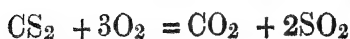
स्तम्भ के ऊपरी मुँह से निकलने के बाद इन वाष्पों को ठंडा कर लिया



चित्र ८२—कार्बन द्विसलफाइड बनाना

जाता है। इस प्रकार प्राप्त कार्बन द्विसलफाइड को खवित करके फिर और शुद्ध कर लेते हैं।

यह नीरंग द्रव है जिसमें बुरी गन्ध होती है (कहा जाता है कि अति शुद्ध कार्बन द्विसलफाइड में ईथर की सी सुगन्ध होती है)। इसकी वर्षे विषैली होती हैं। यह 86° पर उबलता है। यह विस्फोटक भी है, और जल्दी आग पकड़ लेता है। यह स्वयं पानी में नहीं घुलता, पर कार्बोनिक् पदार्थों के लिये यह अच्छा विलायक है। गन्धक, फॉस्फोरस, और आयोडीन भी इसमें घुलते हैं। जलने पर यह गन्धक द्विआक्साइड देता है—

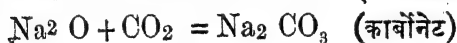
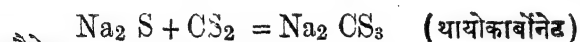


कार्बन दिसलफाइड क्लोरिन के योग से कार्बन चतुःक्लोराइड (कथनांक ७७°) और सलफर क्लोराइड (कथनांक १३८°) देता है—

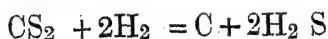


इन दोनों को आंशिक खवण द्वारा अलग किया जा सकता है।

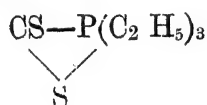
यदि हम कार्बन दिसलफाइड को कार्बन का अम्लीय सलफाइड मानें, तो यह नार-सलफाइडों के साथ गलाने पर थायोकार्बोनेट देगा।



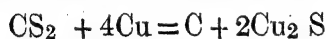
कार्बन दिसलफाइड और हाइड्रोजन के मिश्रण को तप्त जैटिनीकृत फाँवा (pumice) पर अथवा तप्त निकेल पर प्रवाहित किया जाय तो हाइड्रोजन सलफाइड मिलेगा।



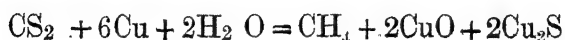
त्रिएथिल फॉस्फीन को ईथर में घोला जाय और फिर कार्बन दिसलफाइड से इसका योग हो तो लाल मणिभीय एक पदार्थ मिलता है जो $\text{P}(\text{C}_2\text{H}_5)_3 \cdot \text{CS}_2$ है—



रक्ततप्त ताँबे पर कार्बन दिसलफाइड की वाष्पें प्रवाहित होने पर कार्बन मुक्त हो जाता है और क्यूप्रस सलफाइड बनता है।



पानी की भाप और कार्बन दिसलफाइड की वाष्पें रक्ततप्त ताँबे पर प्रवाहित होने पर मेथेन देती हैं।



कार्बन सबसलफाइड, C_3S_2 —यह कार्बन सबौक्साइड, C_3O_2 , की जाति का है। यदि कार्बन का कैथोड, और एण्टीमनी (जिसमें ७% कार्बन भी हो) का एनोड लेकर कार्बन दिसलफाइड के भीतर विद्युत् चार्प बनाया जाय, तो कार्बन सबसलफाइड बनता है। इसका शून्य में खवण किया जा

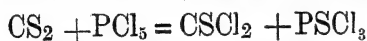
चतुर्थ समूह के तत्व (१)—कार्बन

५१९

सकता है यदि वाष्पों को -80° पर ठंडा किया जाय। यह नारंगी रंग का चूर्ण है जिसका द्रवणांक -0.5° है। इसका सूत्र C_3O_2 के समान $S:C:C:S$ है। इसमें तीक्ष्ण गन्ध होती है, और आँखों से आँसू बहुत गिराता है। यह ब्रोमीन से संयुक्त होकर ब्रोमाइड, $C_3S_2Br_6$, देता है।

कार्बन एकसलफाइड, $(CS)_n$ —कार्बन द्विसलफाइड को धूप में रक्खा जाय तो एक भूरा-सा चूर्ण मिलता है। संभवतः इसमें कार्बन एक-सलफाइड भी हो। थोड़ी सी आयोडीन की उपस्थिति में कार्बन द्विसलफाइड और क्लोरीन के मिश्रण को बन्द नली में गरम करने पर थायोकार्बोनिल क्लोराइड, $CSCl_2$, बनता है। ये दोनों यौगिक क्रमशः CO , और $COCl_2$ की जाति के हैं।

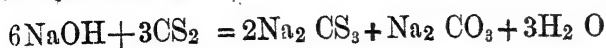
थायोकार्बोनिल क्लोराइड कार्बन द्विसलफाइड और फॉस्फोरस पंच-क्लोराइड के योग से 100° पर बन्द नली में गरम करने पर भी बनता है।



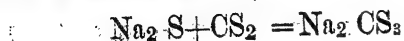
यह दुर्गन्धमय द्रव है जिसका कथनांक 32.5° है। निकेल कार्बोनिल के योग से यह ठोस एकसलफाइड, $(CS)_n$, देता है।

कार्बन सलफोसेलेनाइड, $CSSe$, और कार्बन सलफोटेल्थूराइड $CSTe$ —यदि ग्रेफाइट का कैथोड लेकर और सेलीनियम और ग्रेफाइट के मिश्रण का एनोड लेकर कार्बन द्विसलफाइड के भीतर विद्युत् चाप चलाया जाय तो कार्बन सलफोसेलेनाइड बनेगा जो पीला द्रव है। एनोड में यदि सेलीनियम की जगह टेल्यूरियम लिया जाय तो कार्बन सलफोटेल्थूराइड बनेगा जो लाल द्रव है।

थायोकार्बोनिक ऐसिड—यदि कार्बन द्विसलफाइड को कास्टिक सोडा के सान्द्र विलयन के साथ ज़ोर से हिलाया जाय तो यह धीरे-धीरे घुलने लगता है। विलयन में सोडियम कार्बोनेट के अतिरिक्त एक नया लवण, सोडियम थायोकार्बोनेट, Na_2CS_3 बनता है (कार्बोनेट के आक्सीजनो के स्थान में इसमें गन्धक है)।



कास्टिक सोडा के स्थान में यदि सोडियम सलफाइड का प्रयोग किया जाय तो प्रतिक्रिया और वेग से होगी—



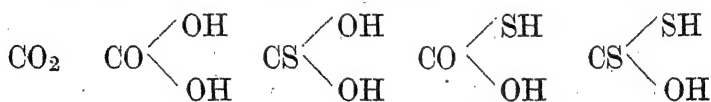
सोडियम हाइड्रोजन सल्फाइड के एल्कोहलिक विलयन में कार्बन दिसल्फाइड डालने पर शुद्ध थायोकार्बोनेट बनता है। ईथर छोड़ने पर इसके हल्के नारंगी रंग के रवे बनते हैं जो $\text{Na}_2\text{CS}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ हैं।

सोडियम थायोकार्बोनेट को अम्लीकृत करने पर लाल तेल मिलता है जो परथायोकार्बोनिक् ऐसिड, H_2CS_4 , का है।

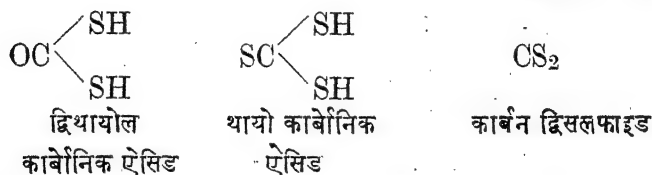
कार्बन दिसल्फाइड और सान्द्र अमोनिया के योग से कुछ दिनों में लाल विलयन अमोनियम थायोकार्बोनेट, $(\text{NH}_4)_2\text{CS}_3$, का बनता है, जिसके मणिभ पीले रंग के होते हैं।

यदि कार्बन दिसल्फाइड को एल्कोहलिक पोटैश में घोला जाय तो पोटैसियम जैन्थेट, $\text{SC} \begin{matrix} \text{SK} \\ \text{OC}_2\text{H}_5 \end{matrix}$, बनता है।

कार्बोनिक् ऐसिड और थायो यौगिकों का सम्बन्ध इस प्रकार है—



कार्बन द्वि - कार्बोनिक् थायोन - कार्बोनिक् थायोल - कार्बोनिक् थायोल-
ऑक्साइड ऐसिड ऐसिड ऐसिड थायोन
कार्बोनिक् ऐसिड



कार्बन फ्लोराइड, CF_4 , C_2F_6 , C_3F_8 इत्यादि—यदि दहकते कार्बन पर फ्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय तो ये यौगिक बनते हैं। यह बहुत स्थायी हैं।

कार्बन चतुःक्लोराइड, CCl_4 —उत्प्रेरक ऐल्यूमीनियम क्लोराइड की उपस्थिति में क्लोरीन और कार्बन दिसल्फाइड के योग से यह बनता है—

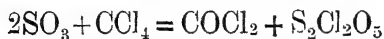


जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है, आंशिक खवण द्वारा चतुःक्लोराइड को (कथनांक 77°) गन्धक क्लोराइड (कथनांक 135°) से अलग कर सकते हैं।

कार्बन चतुःक्लोराइड नीरंग द्रव है जिसकी गन्ध क्लोरोफॉर्म-सी होती है।

इसकी भापें बहुत भारी होती हैं (हवा से ६ गुनी), अतः छोटी-मोटी आग बुझाने में इनका उपयोग किया जा सकता है। चतुःक्लोराइड स्थायी द्रव है, और विलायक के रूप में इसका उपयोग होता है।

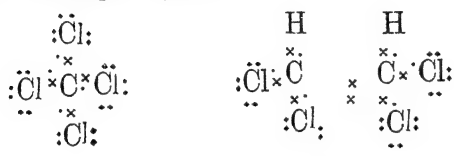
सल्फर त्रिऑक्साइड के योग से यह कार्बोनिल क्लोराइड देता है—



सामान्य रासायनिक द्रव्यों का इस चतुःक्लोराइड पर कोई असर नहीं होता।

इसके समान ही चतुःक्लोरोएथेन, $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$, है। यह आग न पकड़ने वाला द्रव है और पेंटों के घोलने के काम में आता है।

यह यौगिक आयनीकृत नहीं होते।

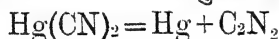


× ... कार्बन के एलेक्ट्रन।

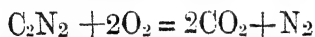
• ... क्लोरिन के एलेक्ट्रन।

○ ... हाइड्रोजन के एलेक्ट्रन।

सायनोजन, C_2N_2 —मरक्यूरिक सायनाइड, $\text{Hg}(\text{CN})_2$, गरम करने पर सायनोजन गैस निकलती है जिसे पानी के ऊपर इकट्ठा किया जा सकता है, क्योंकि पानी में यह कम ही घुलती है—



यह नीरंग गैस है, और परम विषैली। जलने पर यह हरी सी ज्वाला देती है और कार्बन ट्राइऑक्साइड बनता है—



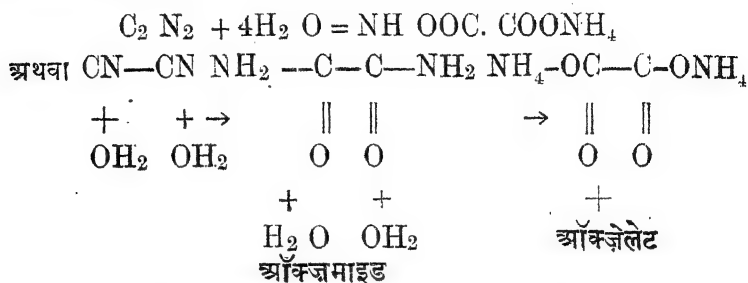
यह हैलोजनों के समान पोटैशियम से संयुक्त होकर पोटैशियम सायनाइड देती है—



और उसी प्रकार कास्टिक पोटाश के विलयन के साथ सायनाइड और सायनेट देती है—



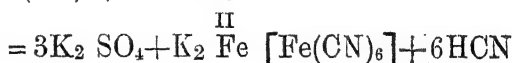
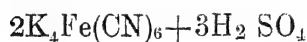
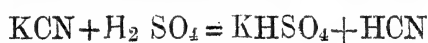
इसका पानी में विलयन धीरे-धीरे उदविच्छेदित होने पर अमोनियम ऑक्जलेट देता है—



CN—समूह उदविच्छेदित होने पर पहले एमाइड—CONH₂ और फिर एसिड का अमोनियम लवण,—COONH₄ देते हैं।

हाइड्रोसायनिक एसिड, HCN—एमगडेलिन ग्लूकोसाइड में यह एसिड ग्लूकोज़ से संयुक्त पाया जाता है। यह कड़वे बादामों में होता है।

पोटैसियम सायनाइड या पोटैसियम फेरोसायनाइड को हलके सल्फ्यूरिक एसिड (१:१) से गरम करके यह बनाया जा सकता है—



यह परम प्रबल विष है, और बड़ी सावधानी से बन्द आलमारी के भीतर जिसमें वायु का उचित प्रवाह हो बनाना चाहिये। गैस को कैल्सियम क्लोराइड भरे U—ट्यूब में प्रवाहित करके शुष्क करना चाहिये और फिर बर्फ-नमक मिश्रण में ठंढा करना चाहिये। इस प्रकार निर्जल हाइड्रोसायनिक एसिड मिलता है।

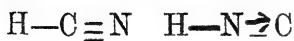
हाइड्रोसायनिक एसिड नीरंग द्रव है जिसका कथनांक २५° है। यह -१५° पर ठोस होता है।

हाइड्रोजन सल्फाइड गैस को ३५° तापक्रम पर शुष्क मरक्यूरिक सायनाइड पर प्रवाहित करने पर भी निर्जल हाइड्रोसायनिक एसिड बनता है। इसे हिमीकरण मिश्रण (नमक-बर्फ) में ठण्डा करना चाहिये।

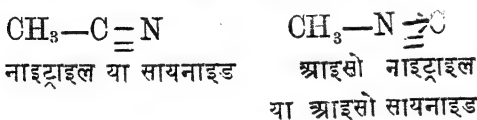
यह निर्बल एक भास्मिक अम्ल है। $K = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} = 0.13 \times 10^{-10}$

इसके लवणों को सायनाइड कहते हैं।

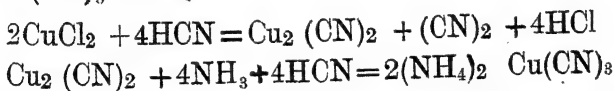
यह विलयन में दो रूपों में विद्यमान रहता है—



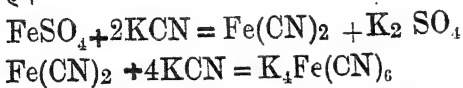
इनके कार्बनिक यौगिक सायनाइड और आइसोसायनाइड कहलाते हैं।



फेरोसायनाइड—जैसा कि पहले कहा जा चुका है, कोल गैस जिसमें हाइड्रोसायनिक एसिड और अमोनिया होते हैं, फेरोसायनाइड बनाते हैं, ताम्र के लवणों में शोषण करने पर अमोनियम क्यूप्रोसायनाइड, $(NH_4)_2 Cu(CN)_2$ बनता है—



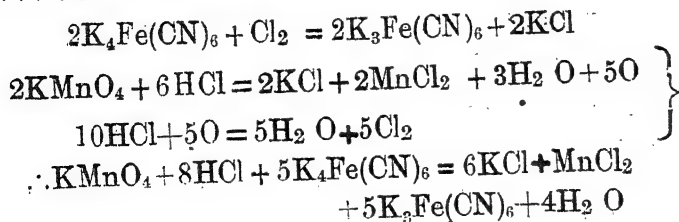
प्रयोगशाला में फेरस सल्फेट और पोटैसियम सायनाइड के योग से इन्हें बनाते हैं।



पोटैसियम फेरोसायनाइड के सुन्दर पीले मणिभ होते हैं।

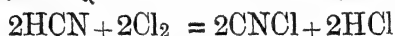
फेरोसायनाइडों के विलयन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने पर हाइड्रोफेरोसायनिक एसिड, $H_4Fe(CN)_6$, का सफेद अवक्षेप आता है।

फेरिसायनाइड—फेरोसायनाइडों का क्लोरीन, परमैंगनेट आदि से उपचयन करने पर फेरिसायनाइड बनते हैं—



पोटैसियम फेरिसायनाइड के लाल-विशेष मणिम होते हैं। यह उपचायक पदार्थ हैं। लोहे के लवणों के स्थल पर इसका उल्लेख किया जावेगा।

सायनोजन क्लोराइड, CNCl —यदि जलीय हाइड्रोसायनिक ऐसिड में क्लोरीन प्रवाहित किया जाय, तो सायनोजन क्लोराइड बनता है। हिमीकरण मिश्रण में इसे द्रवीभूत किया जा सकता है। इसका कथनांक 12.7° है।



यदि इस द्रव में थोड़ा सा अम्ल छोड़ दिया जाय तो यह शीघ्र बहुलावयवी (polymer) होकर श्वेत ठोस पदार्थ, सायनयूरिक क्लोराइड, $(\text{CNCl})_3$, देता है।

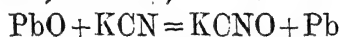
क्षारीय विलयन के संपर्क में सायनोजन क्लोराइड से क्लोराइड और सायनेट बनते हैं—



अमोनिया के साथ यह सायनेसाइड देता है—

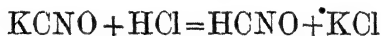


सायनिक ऐसिड, HCNO —सायनोजन क्लोराइड सायनिक ऐसिड का क्लोराइड है। यदि पोटैसियम या सोडियम सायनाइड को किसी भी धात्विक ऑक्साइड के साथ गलाया जाय तो पोटैसियम या सोडियम सायनेट (KCNO , NaCNO) बनेगा।

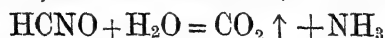


यह सायनेट पानी में विलेय है, और इस प्रकार सीसा धातु से पृथक् किया जा सकता है।

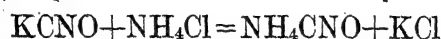
पोटैसियम सायनेट को अम्लीकृत करने पर सायनिक ऐसिड, HCNO , बनेगा—



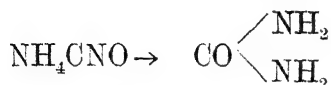
पर यह ऐसिड पानी के संपर्क से शीघ्र ही विभाजित हो जाता है, अमोनिया बनती है, और कार्बन डाइऑक्साइड गैस निकलती है—



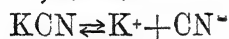
पोटैसियम सायनेट और अमोनियम क्लोराइड के योग से अमोनियम सायनेट बनता है—



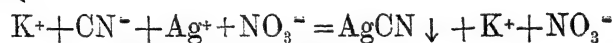
यह पदार्थ गरम करने पर समावयवी यूरिआ में परिणत हो जाता है। प्रतिक्रिया सन् १८२८ में पहले पहल वूब्लर (Wobler) ने देखी थी—



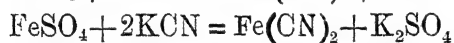
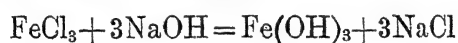
सायनाइड के परीक्षण—विलेय सायनाइड लवण पानी में सायनाइड आयन, CN^- , देता है—



(१) यदि इस विलयन में रजत नाइट्रेट का विलयन छोड़ा जाय तो रजत-सायनाइड, AgCN , का सफेद अवक्षेप आवेगा जो नाइट्रिक एसिड में घुल जाता है।

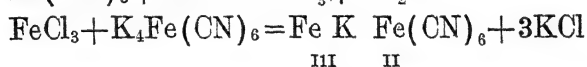
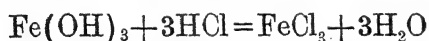


(२) यदि सायनाइड विलयन में कास्टिक सोडा और फिर फेरस सल्फेट और फेरिक क्लोराइड के विलयनों की कुछ बूँदें डाली जायँ, और गरम किया जाय तो फेरोसायनाइड बनता है।

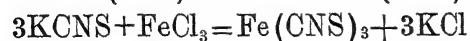
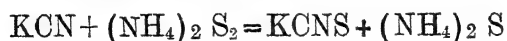


}

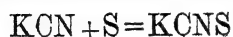
अब इस भूरे मैले अवक्षेप में सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालें, और विलयन को उबालें, तो फेरिक हाइड्रॉक्साइड तो घुल जायगा, और प्रशियन नीला का गहरा नीला रंग रह जायगा।



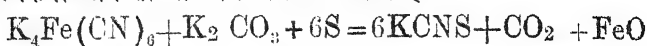
(३) यदि सायनाइड के विलयन को पीले अमोनियम सल्फाइड, $(\text{NH}_4)_2 \text{S}_2$, के साथ जल ऊष्मक पर सुखायें तो पोटैसियम थायोसायनेट, KCNS , बनता है। यह फेरिक क्लोराइड के साथ फेरिक थायोसायनेट, Fe(CNS)_3 , का खूनी लाल रंग देगा।



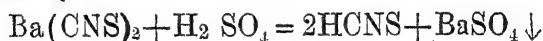
थायोसायनिक एसिड, HCNS —यदि पोटैसियम सायनाइड और गन्धक को साथ साथ गलाया जाय तो पोटैसियम थायोसायनेट बनता है—



इसी प्रकार यदि पोटैसियम फेरोसायनाइड को गन्धक और सोडा के साथ गरम किया जाय तो भी थायोसायनेट बनता है—



पीले अमोनियम सल्फाइड के योग से थायोसायनेट कैसे बनता है, इसका उल्लेख अभी ऊपर कर चुके हैं। ये सब लवण थायोसायनिक एसिड के हैं। यदि बेरियम थायोसायनेट के विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड का विलयन छोड़ा जाय तो थायोसायनिक एसिड, HCNS, मुक्त अवस्था में मिल सकता है—



यदि क्षीण दाब में इसका स्वावण करें, तो इसका पीला सा द्रव पदार्थ मिलेगा।

ऊपर कहा जा चुका है कि फेरिक लवणों के विलयन के साथ थायोसायनेट खूनी लाल रंग फेरिक थायोसायनेट, $Fe(CNS)_3$, का देते हैं।

अमोनियम सायनेट के समान अमोनियम थायोसायनेट भी 180° तक गरम किये जाने पर समावयवी थायोयूरिआ देता है।



थायो यूरिआ

प्रश्न

1. ईंधन के योग्य कार्बन से कौन सी गैसें तैयार की जाती हैं ? तुम्हारी प्रयोगशाला के लिए कैसे गैस तैयार करते हैं ? (पंजाब १९४४)
2. जल-गैस (वाटर गैस) के बनाने की व्यावसायिक विधि बताओ। इससे शुद्ध हाइड्रोजन कैसे प्राप्त करोगे ? (बनारस, १९४४)
3. कार्बन के विविध रूपों का उल्लेख करो। ग्रेफाइट और हीरे के अणुओं में क्या अन्तर है ?
4. कार्बन एकौक्साइड कैसे तैयार करोगे ? इस यौगिक के संगठन की विवेचना करो ?
5. कार्बन के कौन-कौन सल्फाइड जानते हो ? कार्बन द्विसल्फाइड बनाने की व्यापारिक विधि बताओ।
6. सायनिक एसिड कैसे बनाओगे ? सायनाइडों की परीक्षा कैसे करोगे ?
7. कार्बोनिल क्लोराइड, कार्बन सबोक्साइड, मेलिटिक एसिड, और कार्बोनिल सल्फाइड पर सूक्ष्म टिप्पणियाँ लिखो।

अध्याय १५

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२) — सिलिकन, बंग और सीसा

ज-उपसमूह में जर्मेनियम, बंग और सीसा, यह तीन तत्त्व हैं, और सिलिकन के बाद से शाखा का आरम्भ होता है। इन चारों तत्त्वों की तुलना निम्न प्रकार की जा सकती है—

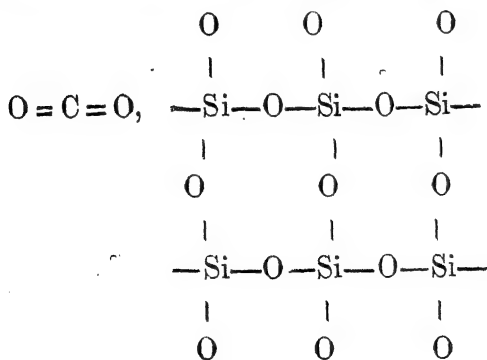
	सिलिकन	जर्मेनियम	बंग (टिन)	सीसा (लेड)
भौतिक गुण तत्त्व के रासायनिक गुण	मुख्यतः अधातु केवल उपचायक रसों और हाइड्रोजन फ्लोराइड द्वारा प्रतिकृत। (कार्बन के समान)	धातु या उपधातु C या Si से अधिक क्रियाशील। उपचायक रसों को छोड़कर अन्य अम्लों से अप्रभावित।	विशेषतया धातु प्रतिक्रियाओं में धातु के समान। केवल अन्तर नाइट्रिक एसिड के साथ जब कि ऑक्साइड मिलता है।	विशेषतया धातु जैसे अन्य धातुओं के।
हाइड्राइड	अनेक अस्थायी। कुछ अपने आप ज्वलनशील।	एक हाइड्राइड GeH_4 , अस्थायी।	SnH_4 (?), अस्थायी, साधारण तापक्रम पर भी।	अनिश्चित।
द्विसंयोज्य यौगिक	नहीं	$GeCl_2$ प्रबल अपचायक।	प्रबल अपचायक	विलकुल अपचायक नहीं।
ऑक्साइड	अम्लीय या शिथिल	अम्लीय और क्षारीय	अम्लीय और क्षारीय	अम्लीय और क्षारीय
हैलाइड	आयनीकृत नहीं, शीघ्र उद्विग्लेदित	आयनीकृत नहीं	चतुः हैलाइड आयनीकृत नहीं, पर द्विहैलाइड आयन देते हैं।	चतुः हैलाइड अस्थायी और आयनीकृत नहीं, द्विहैलाइड आयनीकृत।
ऑक्सि लवण	नहीं	नहीं	चतुः संयोज्य बंग के ऑक्सि लवण अस्थायी। द्विसंयोज्य के ऑक्सिलवण होते हैं।	चतुः संयोज्य सीसा का ऑक्सि लवण होता है। द्विसंयोज्य के अन्य स्थायी ऑक्सि लवण होते हैं।

कार्बन और सिलिकन—कार्बन और सिलिकन अनेक प्रकार से समान हैं। कार्बन वनस्पतिक जीवन का आधार है और सिलिकन खनिज जगत् अथवा अकार्बनिक जगत्। दोनों का महत्त्व बराबर है। निम्न यौगिकों को देखने से दोनों की समानता और स्पष्ट हो जाती है—

	कार्बन	सिलिकन
द्विआक्साइड	CO_2 (गैस)	SiO_2 (ठोस)
ऐसिड	H_2CO_3	H_2SiO_3 (मेटा)
हाइड्राइड	अनेक और स्थायी	SiH_4 , Si_2H_6 आदि
हैलाइड	CH_4 , C_2H_6 , C_6H_6 इत्यादि	अनेक बने हैं, पर अस्थायी
	CCl_4 , Cl_4	SiCl_4 , SiI_4
ऐसिड	ये आयनीकृत नहीं होते और बहुत स्थायी हैं।	आयनीकृत नहीं होते, पर शीघ्र उदविच्छेदित हो जाते हैं।
	(COOH , COOH) ऑक्जेलिक, इसी प्रकार HCOOH (फॉर्मिक)	SiOOH . SiOOH सिलिकन ऑक्जेलिक। इसी प्रकार HSiOOH , सिलिकोफॉर्मिक।
यौगिक	CHCl_3 (क्लोरोफार्म)	SiHCl_3 (सिलिको-क्लोरोफार्म)
	CHBr_3	SiHBr_3
	CHI_3	SiHI_3

कार्बन और सिलिकन में इतनी समानता होते हुये भी अन्तर है।

(१) कार्बन द्वि आक्साइड गैस है पर सिलिका ठोस दृढ़ पदार्थ है।



चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५२९

कार्बन डिऑक्साइड का अणु छोटा है, पर SiO_2 का अणु जैसा एकस-रश्मियों से चित्रित होता है, दानव-आकार का है।

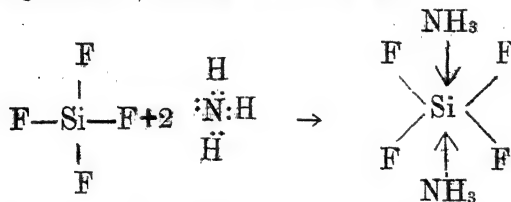
(२) सिलिकन चतुःकोराइड बहुत उद्विच्छेदित होता है, पर कार्बन चतुःकोराइड स्थायी यौगिक है। ऐसा ही अन्तर क्लोरोफार्म और सिलिको-क्लोरोफार्म में है।

(३) सिलेन, SiH_4 , चार, सिलवर नाइट्रेट और ताम्र लवणों द्वारा शीघ्र विभाजित हो जाता है, पर मेथेन, CH_4 , बहुत स्थायी है।

(४) सिलिसिक एसिड कार्बोनिक की अपेक्षा अधिक स्थायी है, विशेष-तया अम्लों के प्रभाव के प्रति, क्योंकि CO_2 वाष्पशील है।

(५) सिलिको-ऑक्जेलिक एसिड उतना स्थायी नहीं जितना कि ऑक्जेलिक।

(६) कार्बन की अधिकतम सहसंयोज्यता ४ है, पर सिलिकन की ६। इसी लिये SiX_4 के समान यौगिक उन यौगिकों के साथ जिनमें ऋणाणुओं का एकाकी युग्म होता है, योगशील यौगिक देते हैं—



वंग और सीसे की ऋणात्मक प्रवृत्ति—ये दोनों तत्व मुख्यतया धातु हैं पर फिर भी चौथे समूह के होने के कारण इनके किन्हीं किन्हीं यौगिकों में ऋणात्मकता की झलक मिल जाती है। मेथेन के समान वंग और सीसे के अनेक हाइड्राइड नहीं होते, पर फिर भी मैगनीशियम-वंग मिश्र धातु पर एसिड के प्रभाव से एक अस्थायी SnH_4 का पता चला है। विद्युत् विच्छेदक स्फुल्लिंग प्रतिक्रिया से सीसे का हाइड्राइड भी बना है, पर इन हाइड्राइडों का बाहुल्य नहीं है।

जैसे सिलिसिक एसिड से सिलिकेट बनते हैं, वैसे ही स्टैनेट और स्मूबेट भी पाये जाते हैं, पर ये ज़िंकेट और ऐल्यूमिनेट से अधिक मिलते-जुलते हैं। स्टैनेट तो काफी स्थायी हैं। थायोस्टैनेट भी बनते हैं। स्टैनस हाइड्रॉक्साइड का विलयन क्रास्टिक सोडा में घुल कर सोडियम स्टैनाइट भी देता है। क्रास्टिक सोडा और सीसे के लवण के योग से स्मूबाइट भी बना

है। आर्थो-स्लेट ($H_4 PbO_4$ के लवण) और मेटा-स्लेट ($H_2 PbO_3$ के लवण) स्थायी यौगिक हैं।

वंग और सिलिकन—कुछ यौगिकों में वंग और सिलिकन के यौगिकों में काफी समानता पायी गयी है।

सिलिकन	वंग
१. $SiCl_4$, नीरंग—वाष्पशील द्रव। $Si + 2Cl_2 \rightarrow SiCl_4$	$SnCl_4$ नीरंग वाष्पशील द्रव। $Sn + 2Cl_2 \rightarrow SnCl_4$
२. $SiCl_4 \xrightarrow{H_2O}$ सिलिसिक एसिड।	$SnCl_4 \xrightarrow{H_2O}$ स्टैनिक एसिड।
३. SiH_4 अधिक स्थायी	$Sn-Mg$ मिश्रधातु + $HCl \rightarrow SnH_4$ (अस्थायी)
४. SiF_4 $SiF_4 \rightarrow K_2 SiF_6$	SnF_4 $SnF_4 \rightarrow K_2 SnF_6$
५. आर्थोस्टैनेट स्थायी $Mg_2 SiO_4$	बहुत कम मिलते हैं, $Co_2 SnO_4$ । स्टैनेट अधिकतर मेटा होते हैं।
६. नाइट्रेट आदि लवण नहीं मिलते	सभी लवण मिलते हैं।

सिलिकन, Si

[Silicon]

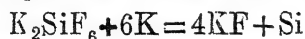
ऐसा कहा जाता है कि सिलिकन के दो रूप होते हैं, पर यह बात संदिग्ध ही है। इसके दो ये रूप प्रसिद्ध हैं—(१) अमणिम सिलिकन और बज्र सिलिकन (एडेमेंडाइन)। कुछ लोग ग्रेफाइट के समान एक सिलिकन की ओर कल्पना करते हैं, पर यह निश्चयात्मक नहीं है।

सिलिकन प्रकृति में सिलिकेट, क्वार्ट्ज, फ़िल्ड, बालू आदि के रूप में पाया जाता है। बहुत दिन पूर्व सिलिका को चूना और ऐल्यूमिना के समान पार्थिव पदार्थ माना जाता था, पर सन् १६६६ में ओट्टो टेकेनियस (Otto Tachenius) ने इसकी आम्लिकता की ओर ध्यान आकर्षित कराया। सिलिका एसिडों में अविलेय पर पोटैश में घुल कर सिलिकेट देता है। सिलिका की आम्लिकता के आधार पर ही धातुविज्ञान में यह धातु गल्य (slag) बनाता है (लोह सिलिकेट आदि)।

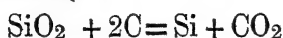
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५३१

सिलिकन तत्त्व—सिलिकन का ऑक्सीजन के प्रति बड़ा स्नेह है, अतः सिलिका (जो सिलिकन ट्राइऑक्साइड है) से सिलिकन प्राप्त करना बड़ा कठिन हो जाता है। इसके लिये या तो बहुत ऊँचा तापक्रम चाहिये या कोई प्रबल अपचायक पदार्थ।

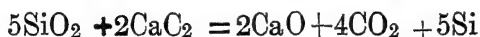
(१) सन् १८२३ में बर्ज़ीलियस ने पोटैसियम सिलिको-फ्लोराइड को पोटैसियम धातु के साथ गला कर सिलिकन बनाया—



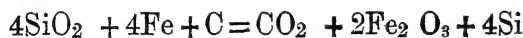
(२) बिजली की भट्टी में कार्बन के साथ गला कर सिलिका का अपचयन किया जा सकता है—



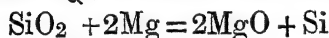
(३) सिलिका को कैल्शियम कार्बाइड द्वारा भी अपचित कर सकते हैं—



(४) वात भट्टी में कार्बन और लोहे के साथ सिलिका को गरम करने पर भी सिलिकन मिलता है।



(५) यदि प्रयोगशाला में आसानी से सिलिकन बनाना हो तो सिलिका को मेगनीशियम चूर्ण के साथ गरम करना चाहिये—

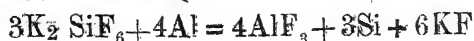


क्वाट्ज को पीस कर अच्छी तरह सुखा लेना चाहिये और फिर मेगनीशियम चूर्ण की उचित मात्रा मिलानी चाहिये (प्रतिक्रिया की उग्रता को कम करने के लिये थोड़ा सा-क्वाट्ज का ढ़ू-निस्तप्त मेगनीशिया भी मिला देना उचित है)। पॉर्सिलेन की बन्द मूषा में सावधानी से गरम करना चाहिये। जब प्रतिक्रिया ठण्डी पड़ जाय, हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड द्वारा मेगनीशियम ऑक्साइड को घोल कर दूर कर देना चाहिये। फिर प्लेटिनम की कटोरी में हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और सल्फ्यूरिक ऐसिड के योग से जो कुछ अप्रतिकृत सिलिका बचा हो अलग कर देना चाहिये। शेष पदार्थ सिलिकन है जिसे धोकर सुखाया जा सकता है।

इन विधियों से अमणिभ (बेरवा) सिलिकन बनता है। यह हलका भूरा जलग्राही चूर्ण है, आपेक्षिक घनत्व २.३५।

वज्र सिलिकन (ऐडेमैंटाइन सिलिकन)—Adamantine Silicon—

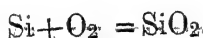
यह फ्लेटेसियम सिलिको-फ्लोराइड को लोहे की मूषा में ऐल्यूमीनियम के साथ गलाना कर बनाया जा सकता है।



ऐल्यूमीनियम के स्थान में सोडियम या जस्ता भी ले सकते हैं। जस्ते के साथ लवणी सुई के रूप के रवे मिलते हैं जो वज्र सिलिकन के हैं। ऐल्यूमीनियम के साथ ६ भुजाओं के पत्र मिलते हैं जिन्हें कभी-कभी प्रेफाइटिक सिलिकन भी कहते हैं। दोनों प्रकार के ये सिलिकन वस्तुतः समअष्टफलकीय हैं। इनका घनत्व २.३६ है।

गुण—वज्र-सिलिकन और अमणिभ सिलिकन के भौतिक गुणों में बड़ा अन्तर है। अमणिभ सिलिकन अधिक क्रियाशील है। इस अन्तर का कारण वस्तुतः कणों के आकार और पृष्ठ का अन्तर है। अमणिभ सिलिकन महीन चूर्ण होता है, अतः रसों द्वारा क्रिया होने के लिये अधिक पृष्ठ प्राप्त है।

अमणिभ (amorphous) सिलिकन—यह भूरे या लाल रंग का चूर्ण है (आ. घ. २.३५) यह ऊँचे तापक्रम पर गलता है। ऑक्सीजन में मध्यम लाल रंग तक मरम किये जाने पर यह तेज रोशनी के साथ जलता है—



हवा में गरम करें तो ऊपर से कुलस कर रह जाता है।

फ्लोरीन गैस में इसे डाला दिया जाय तो यह मामूली तापक्रम पर ही जल उठता है और फ्लोराइड बनता है—



निम्न रक्तताप पर यह क्लोरीन और ब्रोमीन से भी संयुक्त होकर क्लोसाइड, $SiCl_4$, और ब्रोमाइड, $SiBr_4$, देता है।

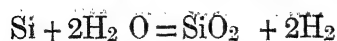


यह मन्धक और नाइट्रोजन से भी युक्त हो सकता है।

अमणिभ सिलिकन पानी में नहीं घुलता और न किसी अम्ल में ही घुलता है। केवल नाइट्रिक एसिड और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के मिश्रण में घुल जाता है।

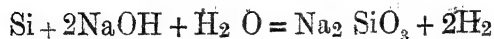
पानी की भाषा के साथ रक्तताप पर इसकी निम्न प्रतिक्रिया होती है—

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२) — सिलिकन, बंग और सीसा ५३३



उबलते हुये पानी के साथ भी कुछ प्रतिक्रिया इसी तरह की होती है।

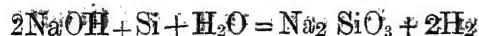
सिलिकन चार के सान्द्र विलयनों में घुल जाता है—



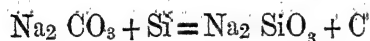
सोडियम नाइट्रेट, सोडियम कार्बोनेट, पोटैशियम क्लोरेट आदि के साथ गलाने पर भी चार-सिलिकेट बनते हैं।



मणिम या वज्र सिलिकन—इसका घनत्व २.३६ है। ज़ोर से गरम करने पर भी यह हवा या ऑक्सीजन में नहीं जलता। पर यह क्लोरीन में जलता है, और फ्लोरीन में भी जल उठता है। यदि सिलिकन को अधिक ज़ोरों से गरम किया जाय तो धूसर रंग के दाने मिलेंगे जिनका घनत्व ३.०० है। यह नाइट्रिक और हाइड्रोफ्लोरिक एसिडों के मिश्रण द्वारा प्रभावित होता है। चारों के साथ अमणिम सिलिकन की सी ही प्रतिक्रिया देता है—



सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर कार्बन मुक्त हो जाता है—



परमाणुभार—सिलिकन के वाष्पशील यौगिकों के आधार पर जो वाष्प घनत्व निकलता है, उसके हिसाब से इसका परमाणुभार २८ के निकट मालूम होता है। कार्बन और सिलिकन की समानता से भी इसका स्थान आवर्त सविभाग में असादिग है, और ड्यूलैमि-पैटी नियम से भी इसकी पुष्टि होती है (यदि २००°C के ऊपर आर्पक्षिक ताप लिया जाय)।

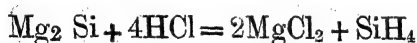
सिलिकन का रासायनिक तुल्यांक ७ है, और संयोज्यता इसलिये चार हुई। सिलिकन हैलाइड, SiCl_4 या SiBr_4 , की ज्ञात मात्रा पानी में घोल कर और फिर उसे तथा कर कितना सिलिका, SiO_2 , मिला, यह जाना कर सिलिकन का ठीक-ठीक परमाणुभार मालूम किया जा सकता है। यह भार २८.०६ निकलता है।

हाइड्राइड—सिलिकन के कई हाइड्राइड बनाये गये हैं, जिनमें से निम्न उल्लेखनीय हैं—

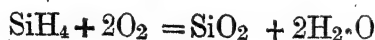
यौगिक	सूत्र	द्रवणांक	कथनांक
सिलिको-मेथेन (एकसिलेन)	SiH_4	-154°	-112°
सिलिको-एथेन (द्विसिलेन)	Si_2H_6	-132°	-14°
सिलिको-प्रोपेन (त्रिसिलेन)	Si_3H_8	-117°	43°
सिलिको-ब्यूटेन (चतुःसिलेन)	Si_4H_{10}	-83.5°	$50^\circ-80^\circ$
ब्रोमो-सिलेन	SiH_3Br	-84°	1.5°
द्विब्रोमो-सिलेन	SiH_2Br_2	-70.1°	66°
द्विसिलोक्सेन (ईथर की तरह)	$\text{SiH}_3\text{O-SiH}_3$	-184°	-152°

(१) विद्युत् चाप के तापक्रम पर सिलिकन और हाइड्रोजन संयुक्त होकर सिलिको-मेथेन, SiH_4 , देते हैं। $\text{Si} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{SiH}_4$

यदि मेगनीशियम चूर्ण को अमणिभ सिलिका के साथ २ : १ अनुपात में मूषा में तपाया जाय तो मेगनीशियम सिलिसाइड, MgSi_2 , बनता है जो नीला-सा मणिभीय पदार्थ है। यदि इसे एक फ्लास्क में (जिसकी हवा निकाल कर हाइड्रोजन भर दिया गया हो) हलके हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ प्रतिकृत किया जाय तो सिलिकन के कई हाइड्राइडों और हाइड्रोजन का गैसीय मिश्रण मिलता है, जो अपने आप ज्वलनशील है।



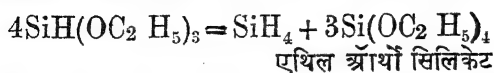
यदि पानी में यह मिश्रण प्रवाहित किया जाय तो इसका प्रत्येक बुलबुला हवा के संपर्क में आते ही जल उठेगा। इस प्रकार ज्वाला के वलय ऊपर उठते हुये दिखायी पड़ेंगे (जैसे फॉसफीन में होते हैं)।



इस गैस-मिश्रण को पानी से धोकर, फिर कैल्सियम क्लोराइड और फॉस्फोरस पंचौक्साइड पर सुखाया जा सकता है। द्रावक मिश्रणों में भिन्न-भिन्न तापक्रमों पर ठंडा करके इसमें से अनेक हाइड्राइड पृथक् किये गये हैं, जिनका उल्लेख ऊपर की सारणी में किया गया है।

शुद्ध एक-सिलेन, SiH_4 , त्रि-एथिल सिलिको-फॉर्मेट को सोडियम के साथ गरम करके बनाया जा सकता है—

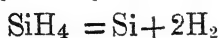
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५३५



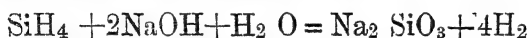
त्रिएथिल सिलिको-फॉर्मेट सिलिको-क्लोरोफॉर्म, SiHCl_3 , और निरपेक्ष एलकोहल के योग से बनाया जाता है—



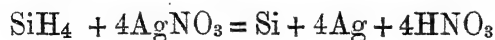
एक-सिलेन (सिलिको-मेथेन) रक्ततप्त नली में प्रवाहित करने पर विभाजित हो जाता है—



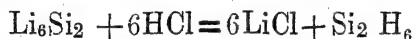
यह दाहक क्षारों के योग से हाइड्रोजन देता है—



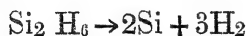
ताम्र लवणों के विलयन में प्रवाहित करने पर यह ताम्र सिलिसाइड, Cu_2Si , देता है। यह रजत लवणों के योग से चाँदी देता है।



(२) लीथियम सिलिसाइड, Li_6Si_2 और सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से द्विसिलेन या सिलिकोएथेन, Si_2H_6 , बनता है—



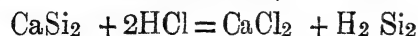
यह साधारण तापक्रम पर स्थायी गैस है, पर 300° पर विभाजित हो जाता है—



यह बैजिन और कार्बन दिसल्फाइड में विलेय है, क्षार के साथ यह वैसी ही प्रतिक्रिया देता है जैसा कि एक-सिलेन।



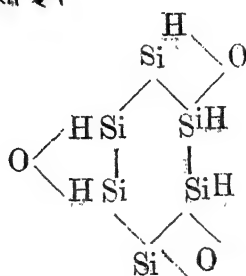
(३) हाइड्रोक्लोरिक एसिड और कैल्सियम सिलिसाइड के योग से संभवतः सिलिको-एसिटिलीन, Si_2H_2 , बनता है—



(४) सिलेन और ठोस ब्रोमीन के योग से -50° पर SiH_3Br , और SiH_2Br_2 के समान ब्रोमो-यौगिक बनते हैं। पानी और ब्रोमो-सिलेन के योग से एक नीरंग ज्वलनशील गैस द्विसिलौक्सेन, $(\text{SiH}_3)_2\text{O}$ बनती है, जो द्विमेथिल ईथर, $(\text{CH}_3)_2\text{O}$ के समान है—



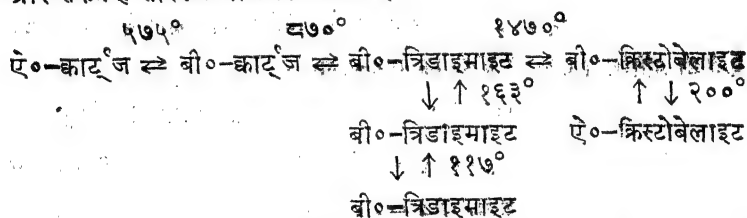
सिलौक्सीन, $\text{Si}_6\text{H}_6\text{O}_3$ —सन् १९२२ में कौट्स्की ने हलके एल-क्रोहलीय हाइड्रोक्लोरिक एसिड और कैल्शियम सिलिसाइड, CaSi_2 , के योग से इसे तैयार किया था। यह सफेद मणिमय पदार्थ है। संयोजन में वैजीन के समान लगता है।



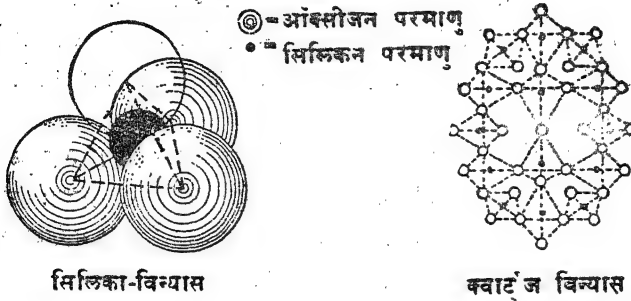
सिलौक्सीन

सिलिकन एकॉक्साइड, SiO —सिलिका को रिजली की भट्टी में गरम करने पर सिलिकन एकॉक्साइड बनता है। यह सिलिकन और सिलिका का मिश्रण माना जा सकता है।

सिलिका, या सिलिकन द्विऑक्साइड, SiO_2 —यह (मणिमय) और अमणिम (बे रवा) दोनों रूपों का मिलता है। इसके साधारणतया तीन रवेदार रूप पाये गये हैं—क्वार्ट्ज, त्रिडाइमाइट, और क्रिस्टोबेलाइट। इन तीनों में से हर एक के दो-दो और भेद हैं, ऐलफा (ऐ०) और बीटा (बी०)। इन सब की मणिम-आकृतियाँ अलग-अलग तरह की हैं। इनकी साम्यावस्थायें और संक्रमण तापक्रम नीचे दिये जाते हैं—



यदि बी०-क्रिस्टोबेलाइट को धीरे धीरे ठंडा किया जायगा, तो बी०-त्रिडाइमाइट और अन्त में ऐ०-क्वार्ट्ज मिलेगा। पर यदि शीघ्र तेजी से ठंडा कर के तापक्रम २००° तक लाया जाय तो ऐ०-क्रिस्टोबेलाइट बनेगा। इसी प्रकार बी०-त्रिडाइमाइट को वेग से ठंडा करने पर ११७° के निकट ऐ०-त्रिडाइमाइट बनता है।



चित्र ८४—सिलिका और क्वार्ट्ज

क्वार्ट्ज—इसके नीरंग स्वच्छ मणिभ होते हैं। इसका घनत्व २.६६ है। क्वार्ट्ज के लेन्सों का उपयोग चश्मा बनाने या प्रकाश सम्बन्धी यन्त्रों को तैयार करने में होता है। कभी कभी रंगीन या अपारदर्शक क्वार्ट्ज भी मिलते हैं। इसकी मणिभ-आकृति बड़ी दुरुह है, मानो यह षष्ठ षट्कोणीय पिञ्ज हो और सिरों पर षट्कोणीय पिरामिड, पर फिर भी यह त्रिज्वांश जाति का है (चित्र ८४)।

त्रिडाइमाइट—इसका घनत्व २.२८ है। क्वार्ट्ज की अपेक्षा कम पाया जाता है। अधिकतर इसके मणिभों में षट्भुजीय पत्र होते हैं।

क्रिस्टोबेलाइट—सन् १६१२ में श्वार्ज (Schwarz) ने चूर्ण किये हुये क्वार्ट्ज को १५००° पर गला कर इसे तैयार किया था। इसका घनत्व २.३४ है।

कृत्रिम विधि से क्वार्ट्ज बनाना—यदि जलयुक्त सिलिका को विलेय काँच (सोडियम सिलिकेट) के विलयन के साथ काँच की बन्द नली में गरम किया जाय तो क्वार्ट्ज के छोड़े छोटे टुकड़े बनते हैं।

अगर काँच की नली में केवल विलेय काँच लिया जाय तो तपाने पर थोड़ा सा नली का काँच इसमें घुल जाता है। ठंडा करने पर सिलिका जम जायगा। लगभग १८०° के ऊपर क्वार्ट्ज बनता है, और नीचे तापक्रमों पर त्रिडाइमाइट।

श्लैष या कोलायडीय सिलिका के १०% विलयन को बन्द नली में २५०° तक देर तक गरम करने पर क्वार्ट्ज के बड़े मणिभ बनते हैं।

सिलिका की सभी जातियाँ ऑक्सिहाइड्रोजन ज्वाला में 1710° के निकट पिघलती हैं और बिजली की भट्टी में 2230° के निकट उबलती हैं। पिघलने से कुछ पूर्व इतनी नरम हो जाती हैं कि उनके तार खींचे जा सकते हैं।

अमणिभ सिलिका प्रकृति में कई रूपों में पाया जाता है। क्वार्ट्ज के बड़े पत्थर ऊपरी दृष्टि से अमणिभ ही प्रतीत होते हैं, पर वस्तुतः उनमें मणिभ क्वार्ट्ज के अतिसूक्ष्म कण हैं। अनेक प्रकार के रत्न मणिभ और अमणिभ सिलिका के मिश्रण हैं। रत्नों में निम्न उल्लेखनीय हैं—

चैलकेडोनी—पीला, अर्धपारदर्शक

कार्नीलियन—लाल

साई — भूरा लाल

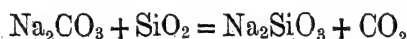
क्राइसोप्रेज़—सेब सा हरा

ओनिक्स —लाल

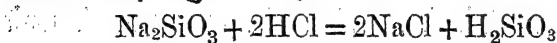
फ़्लिंट —पीला, लाल या काला (लोहे के ऑक्साइडों के कारण)

ओपल —कई प्रकार का।

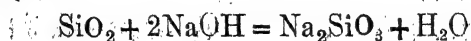
शुद्ध सिलिका—यदि खनिज के सिलिकेटों को सोडियम और पोटैशियम कार्बोनेटों के साथ झैटिनम की मूषा में गलाया जाय तो मेटासिलिकेट बनते हैं—



गले हुए द्रव्य को पीस करके सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ उबालने पर लोहा आदि अशुद्धियाँ तो घुल जाती हैं, और लुआबदार सिलिसिक एसिड का अवक्षेप आ जाता है। इसे छान और धोकर जलकुंडी पर सुखाया जाता है। जब तक सब लोहा दूर न हो जाय, इसे बार बार उबलते सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड से धोया जाता है। बाद को झैटिनम प्याली में तपाकर सुखा लेते हैं।

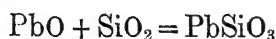


यह पानी और सभी एसिडों में (फॉस्फोरिक और हाइड्रोक्लोरिक एसिडों को छोड़ कर) अविलेय है। गरम सान्द्र दाहक क्षारों में यह घुल जाता है।



चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५३९

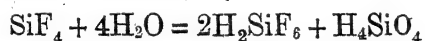
सिलिका और लेड ऑक्साइड ऊँचे तापक्रम तक गलाने पर लेड सिलिकेट देते हैं—



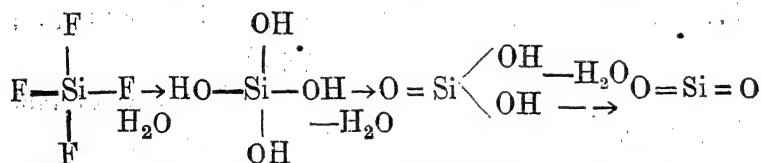
सिलिसिक ऐसिड—सोडियम या पोटैसियम सिलिकेट के विलयन में ऐसिडों के डालने पर लुआबदार सिलिका का अवक्षेप आता है, जो पानी में भी थोड़ा सा विलेय है एवं चार, सोडियम कार्बोनेट और अम्लों में भी। हवा में सुखाये जाने पर इसमें १६ प्रतिशत पानी बच रहता है जिसके अनुसार इसका सूत्र $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ अथवा H_2SiO_3 ठहरता है। इसको मेटासिलिसिक ऐसिड कहते हैं।

इसे यदि 100° तापक्रम पर सुखाया जाय तो कुछ पानी और उड़ जाता है। अब १३% पानी बच रहता है, और इस समय सिलिका अलेविय बन जाता है, और अधिक गरम करने पर पानी धीरे धीरे कम तो होता जाता है, पर यदि इस कमी के वेग का वक्र खींचा जाय, तो उसमें कहीं पर भी कोई ऐसी अपवादता नहीं प्रतीत होती जिसके आधार पर हाइड्रेट होने की कल्पना की जा सके। 400° के निकट सभी पानी अलग हो जाता है।

जब सिलिकन फ्लोराइड, SiF_4 , को पानी के संपर्क में लाया जाता है तो जो श्लेष या लुआबदार सिलिका मिलता है, उसे ईथर से धोकर छन्ने कागजों के बीच में सुखा लिया जाय, तो जो ऐसिड मिलता है उसका संगठन H_4SiO_4 (या $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) प्रतीत होता है। इसे आर्थो सिलिसिक ऐसिड कहते हैं।

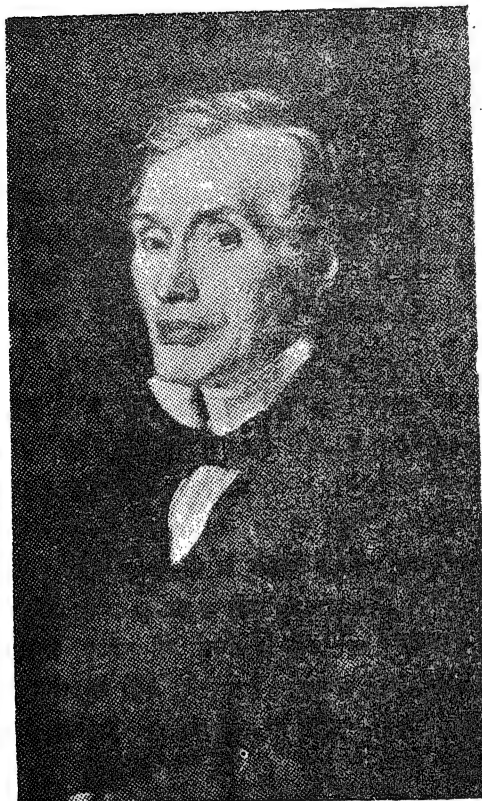


आर्थो-और मेटा-सिलिसिक ऐसिडों में सम्बन्ध इस प्रकार है—



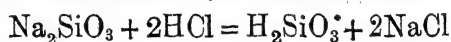
सिलिकन आर्थो-सिलिसिक मेटा-सिलिसिक सिलिका
फ्लोराइड ऐसिड ऐसिड

वस्तुतः आर्थो ऐसिड का मुक्त रूप में रहना संदिग्ध ही है। संभव है यह दोनों ऐसिड बहुलावयवी होकर रहते हों— $(\text{H}_4\text{SiO}_4)_4$ और $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_4$ । इन दोनों ऐसिडों से बने सिलिकेट प्रकृति में बहुत पाये जाते हैं।



कोलायडीय या श्लैष सिलिसिक ऐसिड—यदि सोडियम सिलिकेट विलयन को 100° तक गरम किया जाय और फिर इसमें हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड छोड़ा जाय, तो सिलिका जेल, $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, का अवक्षेप आता है। पर यदि 100°C. ठंडे हलके हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड (१ भाग सान्द्र में १ भाग पानी) को 200°C. ठंडे “जल-कांच” के विलयन में (३०% सोडियम सिलिकेट के हिसाब का विलयन) डाला जाय तो सिलिसिक ऐसिड का श्लैष या कोलायडीय विलयन जिसे विलय या सौल (Sol) भी कहते हैं मिलता है। यदि इस

चित्र ८५—ग्रैहम-(श्लैष रसायन का जन्मदाता) विलय का पार्चमेंट कागज में अपोहन (dialysis) किया जाय तो इसका सोडियम क्लोराइड सब बाहर निकल आवेगा और सिलिसिक ऐसिड विलय कागज के थैले में रह जायगा।



कोलायडीय विलयों को शुद्ध करने की इस अपोहन विधि का प्रयोग ग्रैहम (Graham) ने सबसे पहले सन् १८६१ में किया था।

सिलिकेट—यह कहा जा चुका है कि भूमंडल की ससस्त शिलाओं का मुख्य अंश सिलिकेट है। इन सिलिकेटों की भिन्न भिन्न प्रकार की रचना मिलती है। हम यह कह सकते हैं कि मुख्यतया सब सिलिकेट ६ काल्पनिक सिलिसिक ऐसिडों के लवण हैं। यह सब ६ काल्पनिक ऐसिड आर्थो-सिलिसिक ऐसिड में पानी की भिन्नता करके उत्पन्न किये जा सकते हैं—

चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५४१

१. ऑर्थो-सिलिसिक एसिड— H_4SiO_4 —इसके लवण ऑर्थो-सिलिकेट । उदाहरण—जरकोन, $ZrSiO_4$; ओलिविन, Mg_2SiO_4 ; गार्नेट, $Ca_3Al_2(SiO_4)_3$ ।

२. मेटा-सिलिसिक एसिड— H_2SiO_3 , अर्थात् $(H_4SiO_4 - H_2O)$ । इसके लवण मेटा-सिलिकेट । उदाहरण—वोलस्टोनाइट, $CaSiO_3$; बेरील, $Be_3Al_2(SiO_3)_6$; ऐम्बेस्टस $Mg_3Ca(SiO_3)_4$ ।

३. ऑर्थो-द्विसिलिसिक एसिड— $H_8Si_2O_7$, अर्थात् $(2H_4SiO_4 - H_2O)$ । इसके लवण ऑर्थो-द्विसिलिकेट । उदाहरण—सरपेंटाइन, $Mg_3Si_2O_7$; केओलिनाइट, $Al_2Si_2O_7 + 2H_2O$ ।

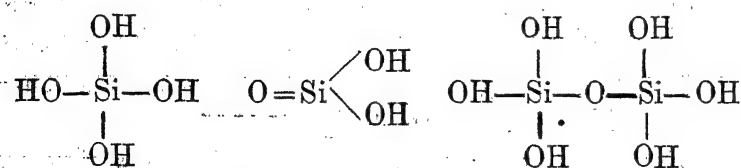
४. मेटा-द्विसिलिसिक एसिड— $H_2Si_2O_5$, अर्थात् $(2H_4SiO_4 - 3H_2O)$ । इसके लवण मेटा-द्विसिलिकेट । उदाहरण—पेटेलाइट $LiAl(Si_2O_5)_2$ ।

५. ऑर्थो-त्रिसिलिसिक एसिड— $H_8Si_3O_{10}$, अर्थात् $(3H_4SiO_4 - 2H_2O)$ । इसके लवण ऑर्थो-त्रिसिलिकेट । उदाहरण—मेलिलिथ, $Ca_4Si_3O_{10}$ ।

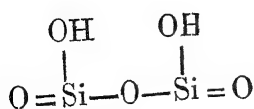
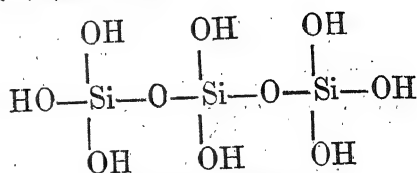
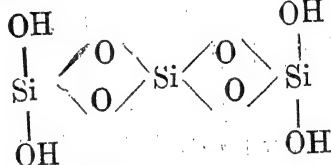
६. मेटा-त्रिसिलिसिक एसिड— $H_4Si_3O_8$, अर्थात् $(3H_4SiO_4 - 4H_2O)$ । इसके लवण मेटा-त्रिसिलिकेट । उदाहरण—ऑर्थोक्लेज़, $KAlSi_3O_8$ ।

जिन सिलिकेटों की रचना इन ६ समूहों में से किसी के अनुकूल नहीं है, वे अधिकतर भास्मिक लवण समझे जाते हैं, जैसे सायनाइट, $(AlO)_2SiO_3$ अथवा $Al_2O_3 \cdot SiO_2$ ।

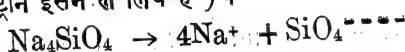
ऊपर वर्णित ६ सिलिसिक एसिडों को निम्न प्रकार चित्रित किया जा सकता है ।



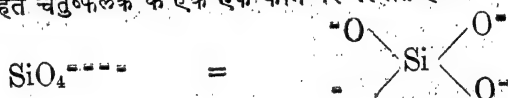
१. ऑर्थो-सिलिसिक एसिड २. मेटा-सिलिसिक एसिड ३. ऑर्थो-द्विसिलिसिक एसिड

४. मेटा-द्विसिलिसिक
ऐसिड५. ऑर्थो-त्रिसिलिसिक
ऐसिड६. मेटा-त्रिसिलिसिक
ऐसिड

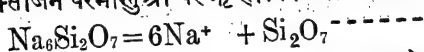
सिलिकेट आयनों की रचना—एक्स-रेसिम के चित्रों द्वारा यह पता चला है कि सिलिकेटों में Si और O परमाणुओं के बीच की दूरी, (Si-O), १.६२ Å है और दो ऑक्सीजनों के बीच की दूरी, (O-O), २.७ Å है। ऑर्थो सिलिकेट, Na_4SiO_4 , से ऑर्थो सिलिकेट आयन, SiO_4^{4-} , मिलती है जिस पर ४ ऋणात्मक आवेश हैं (अर्थात् ४ सोडियम परमाणुओं से ४ एलेक्ट्रॉन इसने ले लिये हैं)।



ये चारो एलेक्ट्रॉन सिलिकन के चारो ओर एकसाँ प्रस्तुत हैं। यदि सिलिकन को चतुष्फलक के केन्द्र में माना जाय तो ४ ऑक्सीजन ४ विद्युत् आवेशों सहित चतुष्फलक के एक एक कोने पर स्थिति होंगे।

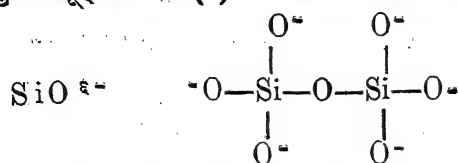


जो सिलिकेट ऑर्थो नहीं है उनमें दो जाति के ऑक्सीजन परमाणु होंगे। एक तो वे जो एक ही ओर सिलिकन परमाणुओं से आवद्ध हों, और दूसरे वे जो दोनों ओर दो सिलिकन परमाणुओं से आवद्ध हों। दूसरे प्रकार के इन ऑक्सीजन परमाणुओं पर ऋणात्मक आवेश नहीं होता। उदाहरणतः—

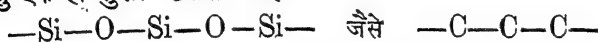


सिलिकेट आयन पर छः ऋणात्मक आवेश हैं, और कुल ७ ऑक्सीजन हैं। स्पष्टतः १ ऑक्सीजन ऐसा है जिस पर कोई आवेश नहीं है अर्थात् यह दूसरी जाति का है—अर्थात् दोनों ओर सिलिकन परमाणुओं से आवद्ध है—

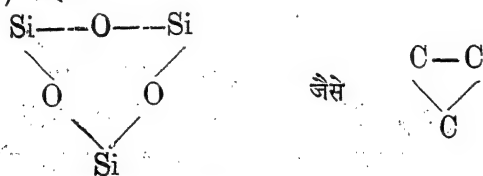
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५४३



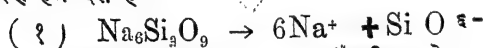
यदि किसी सिलिकेट में दो से अधिक सिलिकन परमाणु हों, तो दो संभावनायें हो सकती हैं। या तो प्रोपेन, ब्यूटेन आदि के समान, सब सिलिकन परमाणु एक ही खुली श्रृंखला में हों—



अथवा सार्वप्रोपेन, सायक्लो-ब्यूटेन आदि के समान बन्द वलय (closed rings) में हों—

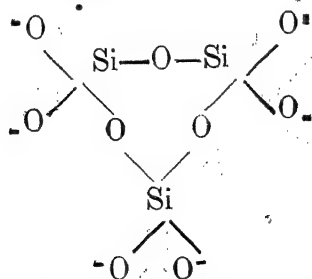


इन आयनों की संयोज्यता की संख्या तो उन ऑक्सीजनों की संख्या पर निर्भर है जिन्होंने सोडियम परमाणुओं से ऋण आवेश प्राप्त किये हैं। एलेक्ट्रोन प्राप्त कर के ये ऑक्सीजन परमाणु एक ही ओर सिलिकन से आवद्ध होंगे। शेष ऑक्सीजन परमाणु दोनों ओर सिलिकन से आवद्ध होंगे। कुछ उदाहरण हम देते हैं—

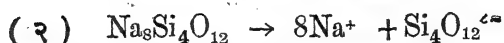


सिलिकेट आयन पर ऑक्सीजन के

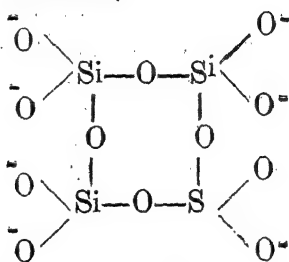
इसमें सिलिकेट आयन पर ६ ऋण आवेश हैं, जो ऑक्सीजन के ६ परमाणुओं पर स्थित होंगे। कुल ऑक्सीजन परमाणु ९ हैं, अतः ३ ऑक्सीजन दोनों ओर सिलिकन से आवद्ध होंगे—



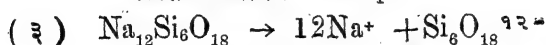
सिलिकेट आयन, $\text{Si}_3\text{O}_9^{6-}$



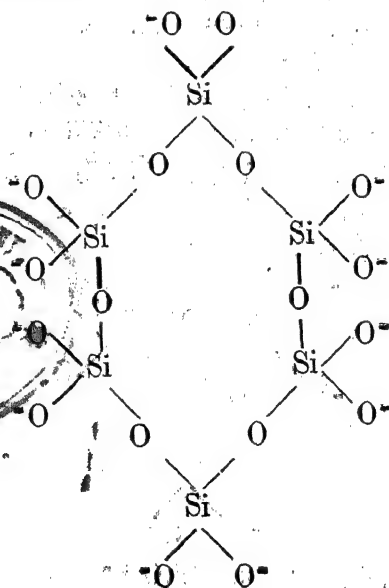
इसमें सिलिकेट आयन पर ८ ऋण आवेश हैं; जो ८ ऑक्सीजन परमाणुओं पर स्थित हैं। कुल ऑक्सीजन परमाणु १२ हैं। अर्थात् ४ ऑक्सीजन परमाणु दोनों ओर सिलिकन से आवद्ध हैं—



सिलिकेट आयन $\text{Si}_4\text{O}_{12}^{4-}$

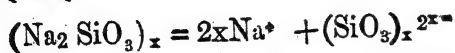


इस सिलिकेट आयन पर १२ ऋण आवेश हैं, जो १२ ऑक्सीजन परमाणुओं पर स्थित हैं। कुल ऑक्सीजन परमाणु १८ हैं, अतः ६ ऑक्सीजन परमाणु दोनों ओर सिलिकन से संयुक्त हैं। यह यौगिक रचना में सायक्लो-हेक्सेन के समान है।

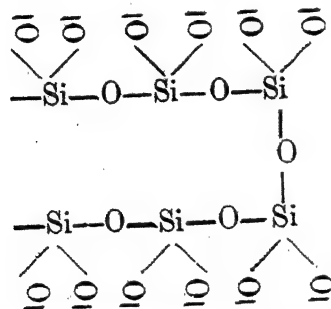


चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५४५

(४) मेटा सिलिकेट, Na_2SiO_3 , अपने बहुलावयय रूप में $(\text{Na}_2\text{SiO}_3)_x$ होता है।



इसमें प्रत्येक सिलिकन के साथ ३ ऑक्सीजन परमाणु हैं, जिनमें से २ परमाणुओं पर ही ऋण आवेश है। प्रत्येक शेष तीसरा ऑक्सीजन दोनों ओर सिलिकन परमाणुओं से आवद्ध होगा। इसे निम्न प्रकार चित्रित कर सकते हैं।



यह विवृत या खुली शृंखला की सूत्र रचना (fibre structure) है। एक्सरिम से इसका समर्थन होता है।

काँच और उसका व्यवसाय—भारतवर्ष में रेह मिट्टी जिसमें बालू भी मिली रहती है, और चूने को गला कर बहुत पुराने समय से काँच बनता रहा है। कभी कभी इसमें क्वार्ट्ज या स्फटिक भी पीस कर मिलाया जाता रहा है। मध्यप्रान्त के बुलढाना प्रान्त की लोनर झील के तट पर सन् १८५६ में काँच की चूड़ियाँ बनाने की दो फैक्टरियाँ थीं। मैसूर में जहाँ स्फटिक होता है, लगभग १५० वर्ष से चीतलद्रुग प्रान्त में कारखाना रहा है। पंजाब में २०० वर्ष पुराना व्यवसाय अब तक चला आता रहा है।

आजकल हमारे देश में काँच के कई कारखाने हैं। इन सबके लिये शुद्ध अच्छी बालू आवश्यक है। बिहार-उड़ीसा में मंगलहाट और पीर पहाड़ के बालू के पत्थर साधारण काँच के लिये अच्छे हैं। भागलपुर की पथरघड़ा बालू में लोहा नहीं है। लघड़ा और बड़गढ़ (नैनी) के निकट की अच्छी शुद्ध बालू कई कारखानों में काम आती है। होशियारपुर जिले के जैजों दोआब और जयपुर रियासत के सवाई माधोपुर में भी अच्छी बालू होती है। प्रयाग, फीरोजाबाद, बहजोई, अमृतसर, लुधियाना आदि में काँच के अच्छे कारखाने हैं। पर-

इस देश के लगभग ३० कारखानों से भी हमारी माँग पूरी नहीं होती है। सन् १९३२-३३ में १ करोड़ ८७ लाख रुपये का काँच देश में बाहर से आया जिसमें ३५.५ % चूड़ियों के रूप में था, १२.६ % दानों के रूप में (मोती आदि), १४ % बोतलों के रूप में और १२ % दरवाज़ों में लगाने के काँच के शीशों के रूप में। विलायती काँच का सोडा अधिकतर अमोनिया-सोडा विधि से बनाया जाता है। काँच बनाने में सोडियम सल्फेट, सुहागा, और सोडियम नाइट्रेट का भी भिन्न भिन्न उद्देश्यों से उपयोग होता है।

काँच की कोई एक परिभाषा देना कठिन है। यह अमिश्र, कठोर और भंजनशील होता है। यह कुछ आम्लिक ऑक्साइडों जैसे सिलिका, बोरिक ऑक्साइड, और फॉस्फोरिक ऑक्साइड को धात्विक ऑक्साइडों (जैसे सोडियम, पोटैशियम, कैल्शियम, सीसा आदि के) के साथ गलाने से बनता है। गले हुये द्रव्य को इतनी शीघ्रता से ठंडा किया जाता है कि काँच के सिलिकेट मिश्रण न हो सकें। इसे अतिशीतलीकृत (super-cooled) द्रव समझना चाहिये।

(क) काँच बनाने में निम्न आम्लिक ऑक्साइडों का विशेष प्रयोग होता है—

(१) सिलिका, SiO_2 —यह बालू के रूप में लिया जाता है। बालू के कण एक आकार के होने चाहिये। न इतने बड़े हों कि प्रतिक्रिया होवे ही नहीं, और न इतने छोटे हों कि प्रतिक्रिया ज़ोरों से होवे। इसमें लोहे का ऑक्साइड या कार्बनिक अशुद्धियाँ नहीं होनी चाहिये।

(२) बोरन त्रिऑक्साइड, B_2O_3 —यह बोरिक एसिड या सुहागा के रूप में छोड़ा जाता है। यदि कम प्रसार-निरूपक (coefficient of expansion) का काँच बनाना हो तो इसका उपयोग करना चाहिये।

(३) फॉस्फोरस का ऑक्साइड, P_2O_5 —यह कैल्शियम फॉस्फेट के रूप में छोड़ा जाता है। आर्सेनियस ऑक्साइड, As_2O_3 , का और इसका उपयोग धुँधले काँच बनाने में होता है।

(ख) इनके अतिरिक्त निम्न भास्मिक ऑक्साइडों का प्रयोग होता है—लीथिया, सोडा, चूना, पोटैश, बेराइटा, मेगनीशिया, सीसे का और जस्ते का; कभी कभी रबीडियम का ऑक्साइड भी उपयोगी होता है।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५५७

सोडियम ऑक्साइड के लिये सोडा राख, Na_2CO_3 , सोडियम नाइट्रेट, या सोडियम सल्फेट और कार्बन का मिश्रण काम में लाते हैं। पोटैशियम कार्बोनेट या नाइट्रेट के रूप में और कैल्सियम चूने या कैल्सियम कार्बोनेट के रूप में लेते हैं। यदि ऊँचे वर्तनांक का काँच बनाना हो तो बेरियम कार्बोनेट का उपयोग होता है।

चूना और सीसे के ऑक्साइड के स्थान में जस्ते के ऑक्साइड के उपयोग से ताप-विरोधी काँच बनता है।

(ग) काँच के रंग—यदि रंगदार काँच बनाने हों तो गले हुये काँच में कुछ धात्विक लवण या ऑक्साइड मिलाने चाहिये। किस पदार्थ से कैसा रंग आवेगा यह नीचे दिया जाता है—

पदार्थ	रंग
कार्बन	एम्बर रंग
कैल्सियम सल्फाइड	नींबू सा पीला
कोबल्ट ऑक्साइड	गहरा नीला
क्यूप्रस लवण	लाल
क्यूप्रिक लवण	मोरकंठ सा नीला
कैसियस का प्लस (गोल्ड क्लोराइड)	लाल
पोटैशियम द्विक्रोमेट	हरा या हरित पीला
फेरस लवण	हरा
फेरिक लवण	हरा
मैंगनीज ऑक्साइड	हलके लाल से काले तक
सोडियम यूरेनेट	पीला प्रतिदीप्तक
सेलेनियम	लाल

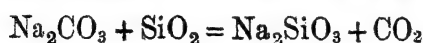
भट्टियाँ—काँच बनाने के सब मसाले अच्छी तरह से महीन पीस कर मिलाये जाते हैं, और यदि आवश्यक हो तो मिला कर फिर पिसाई करते हैं। इस मिश्रण का नाम “बैच” (batch) है। इसे या तो टैंक भट्टी के टैंक में या घट-भट्टी (pot furnace) के घट में भरते हैं।

घट-भट्टी—काँच बनाने का घट बन्दर के रूप की मिट्टी की बनी हुई विशाल मूषा होती है। अनेक घट भट्टी के चारों ओर एक वृत्त में रखे होते हैं। आग का विधान पुनरुत्पादन सिद्धान्त (regenerative) के आधार पर होता है अर्थात् भट्टी से जो गैसें गरम होकर उठती हैं, वे फिर भट्टी में आने वाली हवा को अपनी गरमी दे देती हैं, इस प्रकार गरमी का व्यर्थ नुकसान नहीं होता।

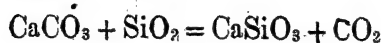
टैंक भट्टी—इसमें आयातकार एक हौज सा होता है जिसमें काँच गलाया जाता है। यह उत्पादक गैस (producer gas) से गरम किया जाता है। इसमें भी पुनरुत्पादन सिद्धान्त का उपयोग करते हैं जैसा ऊपर कहा गया है।

“बैच” में पुराने काँच के टुकड़े भी मिला दिये जाते हैं जिन्हें “कलेट” (cullet) कहते हैं। इनके मिलाने पर बैच के गलने में सहायता होती है। द्रवणांक कम हो जाता है। जब सब मसाला गल गया तो बीच बीच में परीक्षा करते रहते हैं कि यह काम योग्य है या नहीं, और इसमें से कार्बन द्वि ऑक्साइड और गन्धक द्वि ऑक्साइड के बुलबुले बन्द हो गये या नहीं। जब ऐसा हो जाय, तो इसे “प्लेन” (plain) कहते हैं। अब गरम करना बन्द कर देते हैं, और भट्टी को ठंडा होने देते हैं। जो मैल ऊपर उतरा आता है उसे काँछ कर अलग कर देते हैं। इस काँच से फिर जो चीज़ें चाहें बनाते हैं। मुँह की साँस से फुला कर बोतल, चिमनी आदि तैयार की जाती हैं। ऐसा करने को काँच फुलाना या फूँकना (glass blowing) कहते हैं।

भट्टी की प्रतिक्रियायें—साधारण काँच कैल्सियम सोडियम सिलिकेट $\text{CaO} \cdot \text{Na}_2\text{O} \cdot 5\text{SiO}_2$ होता है। बालू और सोडियम कार्बोनेट को साथ साथ गलाने पर काँच सा जो पदार्थ मिलता है, उसे जल-काँच (water glass) कहते हैं क्योंकि यह पानी में विलेय है—

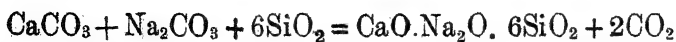


इसी प्रकार की प्रतिक्रिया से कैल्सियम सिलिकेट बनता है (चूने के पत्थर और बालू के योग से) —



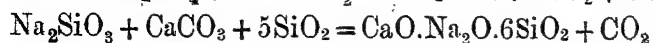
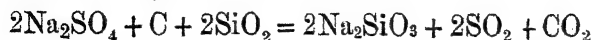
चूने के पत्थर, सोडा और बालू तीनों को साथ साथ गलाने पर कैल्सियम सोडियम सिलिकेट बनेगा—

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५४९



अधिकतर १०० भाग बालू, ३५ भाग सोडा-राख और १५ भाग चूने का पत्थर—इस अनुपात में तीनों को मिला कर गलाते हैं।

कभी कभी सॉल्ट केक, Na_2SO_4 , और कोयले के मिश्रण को बालू और चूने के पत्थर के साथ गलाया जाता है—



काँच का मृदुकरण (annealing)—काँच के बर्तन जिस समय काँच फूँक कर तैयार किये जाते हैं, बहुत गरम होते हैं, और वे एकदम ठंडे कर दिये जायँ तो विषम संकुचन के कारण टूट जाते हैं, अतः यह आवश्यक होता है कि उन्हें धीरे धीरे ठंडा होने दिया जाय। प्रयोगशाला में जब काँच को फुला कर बल्ब आदि तैयार करते हैं, तो उसे बर्नर की कजली से लपेट देते हैं, जिससे एकदम ठंडे न हों। धीरे धीरे ठंडे करने की क्रिया को मृदुकरण कहते हैं। काँच के कारखानों में भट्टी के आसपास कई कमरे लगातार इस प्रकार के होते हैं कि एक गरम होता है, दूसरा उससे कम गरम, आगे वाला और कम गरम। काँच के बर्तन एक कमरे में से दूसरे कमरे में थोड़ी थोड़ी देर के बाद ले जाये जाते हैं। इस प्रकार वे चटखने से बचते रहते हैं।

काँच की जातियाँ—बाजार में कई प्रकार के काँच दिखायी पड़ते हैं। अलग अलग कामों के लिये अलग अलग तरह के काँच बनाने पड़ते हैं। हम इनमें से कुछ का उल्लेख करेंगे।

१. सोडा काँच—यह बालू, चूने के पत्थर और सोडा-राख से (या सोडियम सल्फेट और कोयले के मिश्रण से) बनता है। यह साधारण काँच है।

२. बोहेमियन या पोटाश काँच—यह सोडा-राख की जगह पोटैसियम कार्बोनेट या नाइट्रेट लेकर बालू और चूने के पत्थर को साथ गला कर बनता है। सोडा काँच की अपेक्षा यह ऊँचे तापक्रम पर गलता है।

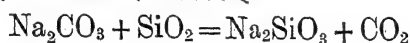
३. फ़िल्ट काँच—यह पोटैसियम कार्बोनेट, बालू और लेड ऑक्साइड के योग से बनता है (चूने के स्थान में PbO)। इसका वृत्तनांक ऊँचा है। बिजली के बल्ब और प्रकाश यंत्रों के बनाने में काम आता है।

४. येना काँच (Jena glass)--येना नगर के शॉट (Schott) और एबे (Abbe) ने इसे पहली बार बनाया। इसमें बोरिक ऐसिड, आर्सेनिक ऐसिड और फॉस्फोरिक ऐसिड भी सिलिका के अतिरिक्त होते हैं, और पोटैशियम, यशद (जस्ता), ऐल्यूमीनियम और बेरियम के ऑक्साइड भी होते हैं। रासायनिक प्रयोगशाला के उत्तम काम के लिये यह सर्वोत्तम काँच है। इस पर अम्ल और क्षार का प्रभाव शीघ्र नहीं होता।

५. पायरेक्स काँच--यह यशद (जस्ता) और बेरियम का बोरो-सिलिकेट है। गरम करने का काम इनमें सुलभता से होता है, क्योंकि ये आसानी से चटखते नहीं हैं। चाय के प्याले भी अब इससे बनते हैं।

६. क्रूक्स काँच (प्रकाशोपयोगी)--साधारण काँचों में सीरियम ऑक्साइड मिलाने पर यह बनता है। यह अल्ट्रावायलेट किरणों को रोक लेता है, इसलिये इसका उपयोग चश्मा बनाने में होता है।

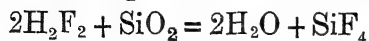
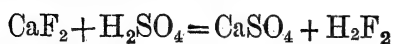
सोडियम सिलिकेट या जल-काँच (Water glass)--सोडा-राख और शुद्ध बालू को आग्नेय ईंटों की बनी भट्टी में एक साथ गलाने पर यह बनता है। उत्पादक गैस (producer gas) से बहुधा गलाने का काम लेते हैं। प्रतिक्रिया इस प्रकार है—



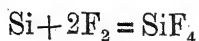
गले हुये काँच को निकाल लेते हैं, और गरम अवस्था में ही इस पर पानी का फौवारा छोड़ते हैं। ऐसा करने से यह चटख कर टुक टुक हो जाता है। इन टुकड़ों को बाँयलर में रख कर पानी और दाब पर की भाप के साथ गरम करते हैं। ऐसा करने पर सोडियम सिलिकेट पानी में घुल जाता है। द्रव को विशेष कड़ाहों में उड़ा कर गाढ़ा करते हैं, जब गाढ़ी चासनी सा रह जाय तो ठंडा कर लेते हैं। इसे जल-काँच कहते हैं। यह लकड़ी को अग्निजित (fireproof) बनाने में, रेशम को भरतू करने में, और अंडों के संरक्षण में काम आता है। और भी अनेक इसके उपयोग हैं।

सिलिकन चतुःफ्लोराइड, SiF_4 — (१) यह हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और सिलिका (या सिलिकेट) के योग से बनता है। अच्छी विधि यह है कि एक भाग बालू (या पिसा काँच) और एक भाग कैल्शियम फ्लोराइड का चूर्ण लो और दोनों के मिश्रण को ६ भाग सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ गरम करो। जो गैस निकले उसे पारे के ऊपर इकट्ठा करो।

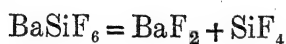
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५५१



(२) यह गैस क्लोरीन और अम्लम सिलिकन के योग से भी बनती है—



(३) बेरियम फ्लोसिलिकेट को गरम करने से शुद्ध सिलिकन फ्लोराइड मिलता है—

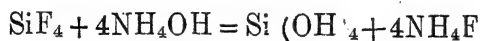


सिलिकन फ्लोराइड नीरंग धूमवान गैस है। बिना द्रव हुये ही यह -126° पर ठोस हो जाती है (वायु मंडल के दाब पर)। ठोस फ्लोराइड २ वायु-मंडल पर -77° पर पिघलता है, और इस द्रव का क्वथनांक 58.1 mm. दाब पर -64° है। यह अमोनिया से संयुक्त होकर $\text{SiF}_4 \cdot 2\text{NH}_3$ देता है।

पानी के योग से विलेय हाइड्रो-फ्लोसिलिक एसिड, H_2SiF_6 , और अविलेय लुआबदार (श्लेष) ऑर्थो सिलिक एसिड बनता है—

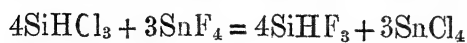


अमोनिया विलयन के साथ अमोनियम फ्लोराइड और सिलिक एसिड बनता है—



तप्त सिलिकन पर फ्लोराइड को प्रवाहित करने पर एक अनिश्रित सब-फ्लोराइड (Si_2F_7 ?) बनता है जो श्वेत चूर्ण है, और पोटैशियम परमैंगनेट को अपचित करता है।

सिलिको-फ्लोरोफार्म, SiHF_3 —यह सिलिकन-क्लोरोफार्म, SiHCl_3 , के समान है। स्टैनिक फ्लोराइड, SnF_4 , या टाइटेनियम चतुः-फ्लोराइड और सिलिकन-क्लोरोफार्म के योग से बनता है—



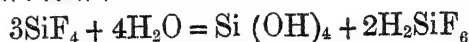
यह ज्वलनशील गैस है जिसका क्वथनांक -40.2° , और द्रवणांक -110° है। गरम करने पर यह विभाजित हो जाता है—



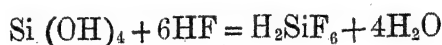
पानी के योग से यह सिलिसिक एसिड, फ्लोसिलिसिक एसिड और हाइड्रोजन देता है—



हाइड्रोफ्लोसिलिसिक एसिड, या सिलिको-फ्लोरिक एसिड, H_2SiF_6 —सन् १७७१ में शीले (Scheele) ने पानी और सिलिकन फ्लोराइड की प्रतिक्रिया का निरीक्षण किया, पर १८२३ में बर्ज़ीलियस ने इसका ठीक समाधान किया।



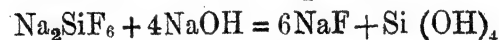
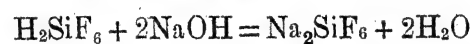
लुआबदार (श्लेष) सिलिसिक एसिड को यदि हाइड्रोफ्लोरिक एसिड में घोला जाय तो और हाइड्रोफ्लोसिलिसिक एसिड बनता है—



यदि सिलिकन फ्लोराइड गैस को सान्द्र हाइड्रोफ्लोरिक एसिड में प्रवाहित किया जाय, और विलयन को बर्फ में ठंढा किया जाय, तो $\text{H}_2\text{SiF}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ के मण्ड (द्रवणांक 18°) प्राप्त होंगे।



इस एसिड के विलयन में यदि कार्बिक सोडा का विलयन छोड़ा जाय तो पहले तो सोडियम फ्लोसिलिकेट, Na_2SiF_6 , बनता है, और बाद को सिलिसिक एसिड का अवक्षेप आता है।



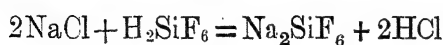
इस प्रकार १ अणु एसिड के लिये ६ अणु NaOH के लगेंगे, और तब फीनोलथैलीन से लाल रंग आवेगा।

इस एसिड के लवणों को फ्लोसिलिकेट अथवा सिलिकोफ्लोराइड कहते हैं। ये सिलिकन फ्लोराइड गैस और अन्य ठोस फ्लोराइडों के योग से भी बनते हैं—



कुछ सिलिको फ्लोराइड काफी अविलेय हैं जैसे— Li_2SiF_6 , K_2SiF_6 , Na_2SiF_6 , BaSiF_6 , CaSiF_6 । इनमें से सोडियम और पोटैशियम के श्लेष या लुआबदार अवक्षेप देते हैं। यह निम्न प्रतिक्रिया से अवक्षेप देंगे—

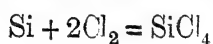
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५५३



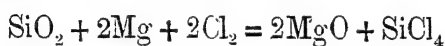
बेरियम का सफेद मणिभीय अवक्षेप होता है। स्ट्रोंशियम-सिलिको फ्लोराइड विलेय है।

सिलिकन चतुःक्लोराइड, SiCl_4 .—सिलिकन के कई क्लोराइड ज्ञात हैं जैसे— Si_2Cl_6 , Si_3Cl_8 , $\text{Si}_4\text{Cl}_{10}$, $\text{Si}_5\text{Cl}_{12}$, $\text{Si}_6\text{Cl}_{14}$ आदि पर इन सब में चतुःक्लोराइड ही अधिक उल्लेखनीय है।

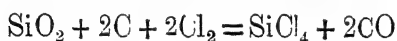
(१) सन् १८२३ में बर्ज़ीलियस ने अमणिभ सिलिकन को शुष्क क्लोरीन के प्रवाह में गरम करके इसे बनाया—



(२) बालू और मेगनीशियम चूर्ण के रक्त-तप्त मिश्रण पर क्लोरीन प्रवाहित करके भी यह बनता है—



(३) बालू और कोयले के चूर्ण को श्वेत ताप तक गरम करके क्लोरीन के योग से भी यह बनाया जा सकता है—



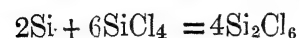
यह नीरंग वाष्पशील द्रव है, घनत्व १.५२४; द्रवणांक—७०°, क्वथनांक ५६.८°। हवा में से जल लेकर यह धुआँ देता है। जल से उद्विच्छेदन हो जाता है—



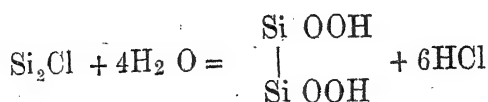
यदि गैस को पानी में प्रवाहित किया जाय तो सिलिसिक एसिड का लुआवदार (श्लिष) अवक्षेप आता है।

सिलिकन चतुःक्लोराइड अमोनिया के योग से श्वेत अमणिभ चूर्ण, $\text{SiCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$, देता है।

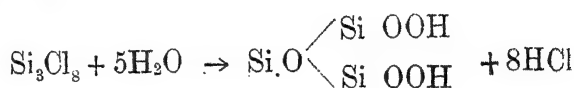
सिलिकन त्रिक्लोराइड, Si_2Cl_6 —अति तप्त सिलिकन पर सिलिकन चतुःक्लोराइड की व.ष्प प्रवाहित करने पर यह बनता है।



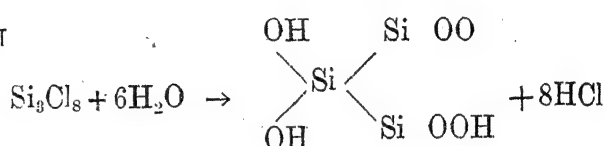
यह नीरंग धूमवान द्रव है, द्रवणांक—१°। यह हवा में अपने आप जल उठता है। पानी के योग से सफेद विस्फोटक, $\text{Si}_2\text{H}_2\text{O}_4$, देता है जिसे सिलिकन-ऑक्जेलिक एसिड समझना चाहिये।



सिलिकन और क्लोरीन की प्रतिक्रिया से चतुःक्लोराइड, SiCl_4 , के अतिरिक्त त्रिक्लोराइड, Si_2Cl_6 , और अष्टक्लोराइड, Si_3Cl_8 , भी बनते हैं। आंशिक स्रावण द्वारा इन्हें अलग किया जा सकता है। अष्टक्लोराइड और पानी के योग से एक श्वेत चूर्ण, $\text{H}_2\text{Si}_3\text{O}_8 \cdot \text{H}_2\text{O}$ या $\text{H}_4\text{Si}_3\text{O}_8$ बनता है जिसे सिलिकन मेसोक्जेलिक (mesozalic) एसिड समझना चाहिये।



अथवा



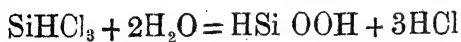
सिलिकन-क्लोरोफॉर्म, SiHCl_3 —हाइड्रोजन क्लोराइड को रक्ततप्त सिलिकन पर (अथवा सिलिकन और मेगनीशिया के मिश्रण पर) प्रवाहित करने पर यह बनता है—



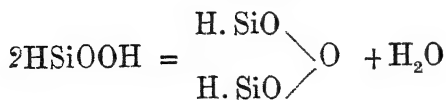
इस प्रतिक्रिया में कुछ सिलिकन चतुःक्लोराइड (कथनांक 56°C) भी बनता है, जो आंशिक स्रावण द्वारा पृथक् किया जा सकता है। सिलिकन-क्लोरोफॉर्म का क्वथनांक 33° और द्रवणांक -124° है। यह नीरंग गाढ़ा द्रव है (घनत्व 1.346), जल्दी आग पकड़ लेता है, ज्वाला का रंग किनारों पर हरा होता है।

सिलिकन-क्लोरोफॉर्म पर बर्फीले पानी के योग से एक सफेद ठोस पदार्थ मिलता है जो सिलिको-फॉर्मिक एनहाइड्राइड, $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_3$, है। यह फॉर्मिक एसिड के समान प्रबल अपचायक है। स्वयं उपचित होकर सिलिका देता है।

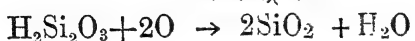
चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५५५



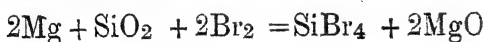
सिलिकन-फॉर्मिक एसिड



एनहाइड्राइड

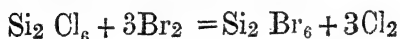


सिलिकन चतुःब्रोमाइड, SiBr_4 —यह अमणिभ सिलिकन और ब्रोमीन के योग से अथवा रक्तत बालु और मैगनीशियम चूर्ण पर ब्रोमीन वाष्पों के प्रवाह से बनता है—

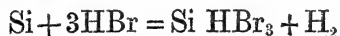


इसका क्वथनांक 183° है।

सिलिकन त्रिक्लोराइड और ब्रोमीन के योग से सिलिकन त्रिब्रोमाइड, Si_2Br_6 , भी बनता है जो ठोस पदार्थ है।

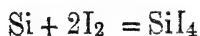


सिलिकन ब्रोमोफॉर्म, SiHBr_3 —यह सिलिकन और हाइड्रोब्रोमिक एसिड के योग से बनता है—

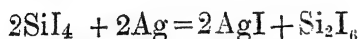


इसका क्वथनांक 116° और द्रवणांक -100° है।

सिलिकन चतुःआयोडाइड, SiI_4 —यह आयोडीन वाष्प और सिलिकन के योग से बनता है—



चाँदी के महीन चूर्ण के साथ गरम करने पर यह त्रिआयोडाइड, Si_2I_6 , भी देता है—

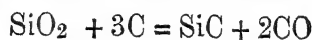


त्रिआयोडाइड के सुन्दर मणिभ होते हैं; यह धूमवान पदार्थ है।

सिलिकन-आयोडोफॉर्म, SiHI_3 —यह हाइड्रोजन आयोडाइड और आयोडीन के मिश्रण को सिलिकन पर प्रवाहित करने से बनता है। इसका क्वथनांक संभवतः 220° के निकट है।

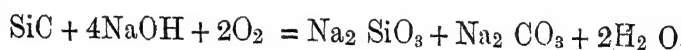
सिलिकन के अनेक ऑक्सिक्लोराइड जैसे Si_2OCl_4 (क्वथनांक 136°) $\text{Si}_4\text{O}_4\text{Cl}_8$ (क्वथनांक 200°) आदि भी प्राप्त हैं।

सिलिकन कार्बाइड या कार्बोरेंडम, SiC —बालू को कार्बन के साथ ऊँचे तापक्रम तक गलायें तो सिलिकन कार्बाइड, SiC , बनता है—



यह प्रतिक्रिया बिजली की भट्टी में की जाती है। इसमें एलेक्ट्रोड ग्रेफाइट के होते हैं, और भट्टी के अगल-बगल लगे होते हैं। दोनों एलेक्ट्रोडों की नोकों के बीच में कोक के चूरे की एक पंक्ति होती है जो बिजली की धारा के चालक का काम करती है, इसके चारों ओर बालू, कोयले और नमक का मिश्रण भरा रहता है। नमक का उपयोग बालू और कोयले को चिपकाये रखने का है। प्रतिक्रिया पूरी होने पर काली चमकदार तह कार्बोरेंडम की मिलती है।

यह बड़ा ही दृढ़ पदार्थ है, और सान धरने के चाक बनाने के काम आता है। इस काम के लिये पहले कोरेंडम पत्थर का उपयोग होता था इसीलिये सिलिकन कार्बाइड का नाम कार्बोरेंडम पड़ा है। इस पर किसी रासायनिक पदार्थ का प्रभाव नहीं पड़ता। पर हवा की विद्यमानता में कास्टिक सोडा के साथ गलाया जा सकता है।



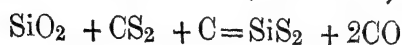
इसके मणियों की आकृति हीरे से मिलती जुलती है।

बिजली की भट्टी में कार्बोरेंडम बनाते समय एक और पदार्थ सिलोक्सिकन (siloxicon), Si_2OCl_2 , भी बनता है।

सिलिकन बोराइड, SiB_3 , SiB_6 —ये भी कठोर पदार्थ हैं, और बोरन और सिलिकन के योग से बिजली की भट्टी में बनते हैं।

सिलिकन नाइट्राइड—तप्त सिलिकन पर नाइट्रोजन प्रवाहित करने से SiN_2 , Si_2N_3 , Si_3N_4 आदि नाइट्राइड बनते हैं।

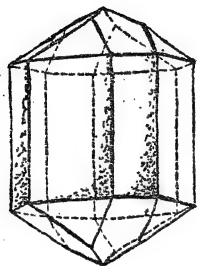
सिलिकन द्विसलफाइड, SiS_2 —सिलिकन और गन्धक को साथ-साथ तपाने पर यह बनता है। सफेद रेशम की आभा सी इसकी सुइयें होती हैं। पानी के साथ यह हाइड्रोजन सलफाइड देता है। यह बालू, कोयले और कार्बन द्विसलफाइड के योग से (रक्तताप पर) भी बनता है—



वंग, टिन या स्टैनम, Sn.

[Tin or Stannum]

वंग या टिन इस देश की पुरानी परिचित धातु है जिसका प्रयोग काँसा बनाने में किया जाता है। काँसा मिश्र देश में भी ईसा से २००० वर्ष पूर्व का पाया गया है। यह प्रकृति में काफी विस्तृत है। इसका परिचित



अयस्क कैसिटेराइट या वंग पत्थर, SnO_2 , है।

इसका द्रवणांक 1127° है। यह ताँबे, लोहे और जस्ते के मात्तकों के साथ मिला हुआ भी पाया जाता है। बर्मा में कैसिटेराइट काफी मात्रा में पाया जाता है, विशेषतया टेवाँय, एम्हर्स्ट और शान रियासतों में। सन् १९३७ में ६६ लाख टन अयस्क यहाँ से प्राप्त किया गया।

धातुकर्म—कैसिटेराइट (टिन स्टोन या वंग पत्थर) से धातु प्राप्त करने की प्रतिक्रिया के निम्न अंग हैं—

(१) अयस्क को पहले शिलाओं के कंकड़-पत्थरों से पृथक् किया जाता है। यह काम अधिकतर पानी के प्रवाह द्वारा धो कर करते हैं। अयस्क के भारी कण नीचे बैठ जाते हैं, और हलका कूड़ा-कचरा ऊपर आ जाता है जो पानी में धुल जाता है। इस प्रकार अयस्क का मूलशोधन हुआ।

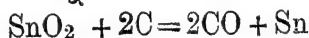
(२) मूल शोधित अयस्क का बड़ी चपक भट्टी में निस्तापन करते हैं। आरंभ में तो धीरे धीरे गरम करते हैं जिससे सल्फाइड एक दूसरे में चिपक न जायँ। इस निस्तापन या जारण की क्रिया में आर्सेनिक As_2O_3 बन कर उड़ जाता है। (इसकी वाष्पों को विशेष कोष्ठों में ठंडा कर लेते हैं)। गन्धक का गन्धक द्विआक्साइड बन जाता है और लोहे के मात्तिक का सल्फेट बन जाता है।

(३) इस प्रकार निस्तप्त या जारित अयस्क में बहुधा लोहे और मैगनीज़ के टंगस्टेट भी होते हैं जो मूल्यवान् हैं। विद्युत्-चुम्बकीय क्षेत्र में घूमने वाली पट्टी पर इस अयस्क को धीरे धीरे गिराया जाता है। चुम्बक के निकट तो लोहे और मैगनीज़ के टंगस्टेट गिर पड़ते हैं, और वंग का आक्साइड

(स्टैनिक ऑक्साइड) दूर जा गिरता है। इस प्रकार दोनों को पृथक् कर लिया जाता है।

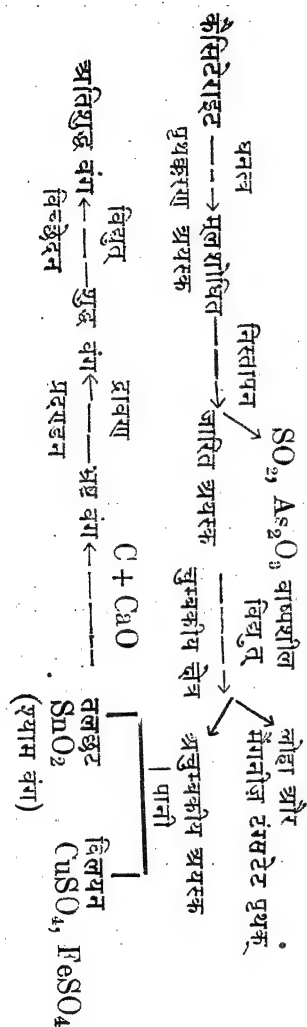
(४) अब इस निस्तप्त अयस्क को पानी से थोड़ा तर करते हैं और कुछ दिनों तक ढेरी में पड़ा रहने देते हैं। ऐसा करने पर शेष लोहे और ताँबे के सलफाइड तो विलेय सलफेटों में परिणत हो जाते हैं, और जो अविलेय तलछट बच जाती है वह वंग और लोहे का ऑक्साइड है। वंग ऑक्साइड भारी होने के कारण जल्दी बैठता है, अतः यह नीचे के स्तर में रहता है, और ऊपर की सतह लोहे के ऑक्साइड की होती है। पानी की सहायता से लोहे के ऑक्साइड को वंग के ऑक्साइड से पृथक् कर लेते हैं। इस प्रकार जो सांद्र वंग ऑक्साइड मिलता है उसे “श्याम वंग” (ब्लैक टिन) कहते हैं। इसमें ७०% वंग होता है।

(५) अब “श्याम वंग” को एन्थ्रोसाइट कोयले के साथ (१ टन श्याम वंग के लिये ४ हंडरवेट कोयला) क्षेपक भट्टी में गरम करते हैं। द्रावक के रूप में थोड़ा सा चूना या फ्लोरस्पर भी मिला देते हैं।



प्रतिक्रिया में स्टैनिक ऑक्साइड का अपचयन हो जाता है और द्रवीभूत वंग धातु मिलती है। एक छेद द्वारा यह द्रव धातु बाहर बहा ली जाती है, और फिर ढाल कर इसके ठप्पे बना लेते हैं। इस प्रकार “भ्रष्ट वंग” (pig tin) मिला।

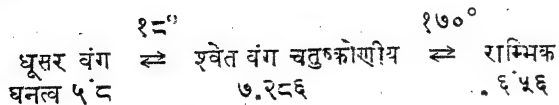
(६) अब इस प्रकार प्राप्त अशुद्ध वंग धातु का शोधन करना रह जाता है। यह शोधन द्रावण विधि (liquation process) द्वारा किया जाता है। भ्रष्ट वंग को दूसरी क्षेपक भट्टी में नियमित तापक्रम पर फिर गरम करते हैं। भ्रष्ट वंग का जो पवित्र अंश होता है वह अधिक जल्दी द्रव हो जाता है, और यह पहला भाग ढलवां लोहे के पात्र में इकट्ठा कर लिया जाता है। जो अशुद्धियों वाला भ्रष्ट भाग होता है, वह ठोस ही बना रहता है। इसके बाद शुद्ध धातु को “डंडियाते” या इसका “प्रदण्डन” करते (poling) हैं। डंडियाने की प्रक्रिया शोधक पतीली (refining kettle) में करते हैं जो ४१ फुट व्यास की होती है। इस पतीली में द्रवीभूत धातु को हरी लकड़ी के छडे से टारते हैं। जो अशुद्धियाँ होती हैं वे या तो मैल बन कर ऊपर आ जाती है या डंडे के चारों ओर चिरट जाती हैं। इन्हें काँछ कर या छुटा कर अलग कर देते हैं।



(७) अगर परम शुद्ध धातु बनानी हो, तो विद्युत् विच्छेदन द्वारा इसका शोधन किया जा सकता है। ऐनोड (धन द्वार) अशुद्ध वंग धातु का होता है, जिसका शोधन किया जा सकता है। और कैथोड (ऋण द्वार) शुद्ध वंग का होता है। विद्युत् विच्छेद्य द्रव्य वंग सल्फेट मिश्रित हाइड्रोफ्लो-सिलिसिक एसिड का होता है जिसे सलफ्यूरिक एसिड द्वारा आम्ल कर लेते हैं।

वंग के गुण—वंग या टिन तीन रूपों में पाया जाता है—(१) धूसर (grey) वंग, जो 15° से नीचे स्थायी है। (२) श्वेत (white) वंग या चतुष्कोणीय वंग जो 18° से 161° के बीच में स्थायी है। (३) राम्बिक (समचतुर्भुजीय, rhombic) वंग जो 161° से 232° के बीच में स्थायी है।

धूसर और श्वेत वंग का संक्रमण-तापक्रम (transition) 15° है—



इस प्रतिक्रिया के आधार पर जाड़े की ऋतु में, विशेषतया विलायत के जाड़े में श्वेत वंग सब का सब धूसर वंग में परिणत हो जाना चाहिये।

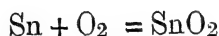
पर ऐसा नहीं होता। केवल उन्हीं देशों में (जैसे रूस) ऐसा होता है जहाँ बहुत कड़ाके का जाड़ा पड़ता है। इस अपवादता का नाम अतिशीतली-भवन (supercooling) है जैसा कि रवे बनने में या द्रव-ठोस अवस्थाओं के परिवर्तन में बहुधा देखा जाता है (पानी- 4°) तक भी ठंडा हो जावे पर बरफ न बने, ऐसी अवस्था)। पर 12° के नीचे स्थित ठंडे श्वेत वंग में थोड़ा सा धूसर वंग का “बीज बो दिया” (वपन) जाय तो श्वेत वंग धूसर जाति में परिणत हो जाता है (यह अति शीतलीभूत द्रव में रवा बो देने के समान है)।

श्वेत वंग चाँदी के समान सफेद होता है। यह काफी कठोर है और अन्तरःरचना में मणिम है। यदि वंग के छड़ को झुकाया जाय तो इसमें से अजब चीख की ध्वनि निकलती है जिसे “वंग-रोदन” (cry of tin) कहते हैं। यह रवों के परस्पर संघर्ष से पैदा होती है।

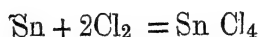
वंग 232° पर पिघलता है। इतने कम तापक्रम पर अन्य परिचित धातुयें नहीं पिघलतीं। इसलिये वंग धातु के योग से जल्दी गलने वाली मिश्र धातुयें बनायी जाती हैं। वंग धातु बड़ी घनवर्धनीय है और 1000° के निकट तन्य है। इसके पत्र चाँदी के वर्क के समान होते हैं और चीजों के लपेटने में (जैसे सिगरेट के डिब्बों में) काम आते हैं। इसके ट्यूब “ट्यूब पेस्ट”—दाँत साफ करने का मलहम—के रखने में या अन्य मलहम सी दवाइयों के रखने में काम आते हैं।

वंग धातु साधारण तापक्रम पर उपचित नहीं होती, इसीलिए लोहे पर इसका अस्तर किया जाता है। मकानों की छतों पर जिस टिन का व्यवहार होता है वह वस्तुतः लोहे की चादर है, जिस पर वंग या टिन का पानी फिरा हुआ है।

पिघले हुये वंग की सतह पर वंग ऑक्साइड का थोड़ा सा मैल जमा हो जाता है—



वंग को क्लोरीन गैस शीघ्र खा जाती है, और द्रव स्टैनिक क्लोराइड बनता है—

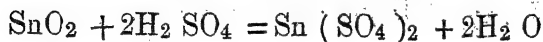
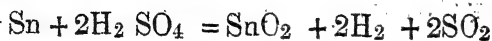


यह गन्धक के योग से स्टैनिक सल्फाइड, SnS_2 , देता है। वंग पर पानी या भाँप का असर नहीं होता, पर खनिजाम्लों का शीघ्र प्रभाव पड़ता है। स्टैनस लवण बनते हैं।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५६१



सान्द्र सलप्रथुरिक एसिड के साथ गरम करने पर यह स्टैनिक ऑक्साइड देता है। यह ऑक्साइड बाद को एसिड के योग से स्टैनिक सलफेट देता है—

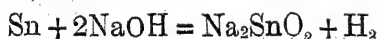


वंग और नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया दुरुह है। हलके नाइट्रिक एसिड के साथ स्टैनस नाइट्रेट बनता है। पर तीव्र और सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से बीटा-स्टैनिक एसिड, $\text{H}_2\text{Sn}_5\text{O}_{11} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ या $(\text{SnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O})_5$ बनता है। प्रतिक्रिया में जो गैस निकलती हैं, उनमें नाइट्रस ऑक्साइड मुख्य है। थोड़ा सा अमोनिया और नाइट्रोजन भी निकलते हैं। हलके नाइट्रिक एसिड से कुछ नाइट्रिक ऑक्साइड, NO , भी बनता है। मुख्य प्रतिक्रिया इस प्रकार की मानी जा सकती है—



हलके कार्बनिक अम्लों का वंग पर बहुधा प्रभाव नहीं पड़ता। इसीलिए मुरब्बों, या अचारों को, घी या तेल को टीन के बर्तनों में रखा जाता है।

क्षारों का वंग पर शीघ्र प्रभाव पड़ता है। यदि कार्बोनेट सोडा के साथ इसे गरम किया जाय तो सोडियम स्टैनाइट बनता है—



मिश्रधातु—वंग की मिश्रधातुयें प्रसिद्ध हैं, जैसे काँसा (जिसमें ६ भाग ताँबा और १ भाग वंग होता है), सोल्डर (१ भाग सीसा, २ भाग वंग), प्यूटर (४ भाग वंग और १ भाग सीसा); ब्रिटैनिया धातु (वंग, ताँबा और एंटीमनी) इत्यादि। वंग ताँबे के साथ Cu_2Sn और Cu_4Sn रूप के निश्चित यौगिक भी बनाता है। पिघले हुये वंग में फॉस्फोरस मिलाने से फॉस्फर-टिन नामक श्वेत धातु सी आभायुक्त मणिभीय पदार्थ मिलता है। इसका द्रवणांक ३७०° है। एक यौगिक SnP भी ज्ञात है। गले हुये ताँबे में फॉस्फर-टिन मिलाने पर फॉस्फर-ब्राँज (काँसा) बनता है।

परमाणुभार—डब्लोन और पेडी के निष्पन्न के आधार पर और वाष्पशील यौगिकों के आणुभार के आधार पर वंग का परमाणुभार १२० के.

निकट ठहरता है। इसका रासायनिक तुल्यार्क स्टैनस यौगिकों में ५६ और स्टैनिक यौगिकों में ३० है, अतः इसकी संयोज्यता २ और ४ है।

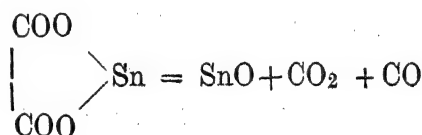
स्टैनिक क्लोराइड, SnCl_4 , को वंग धातु में विद्युत् विच्छेदन द्वारा परिणत करके शुद्ध परमाणुभार ११८.७० निकाला गया है। वंग के ११ से अधिक समस्थानिक ज्ञात हैं जिनके परमाणुभार ११२ से १२४ के बीच में हैं।

स्टैनिक हाइड्राइड, SnH_4 —यह बड़ा अस्थायी है। यह वंग और मैग्नीशियम की मिश्रधातु पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड के प्रभाव से बनता है।

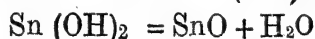
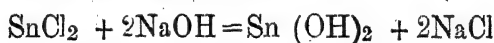


स्टैनस सल्फेट के विद्युत् विच्छेदन से भी यह बनता है, द्रव वायु द्वारा द्रवीभूत करके आंशिक विधियों द्वारा यह पृथक् किया गया है। साधारण हवा के तापक्रम पर यह विभाजित होकर वंग धातु और हाइड्रोजन देता है।

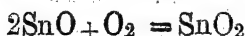
स्टैनस ऑक्साइड, SnO —यह स्टैनस ऑक्जलेट को गरम करके बनाया जाता है—



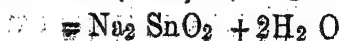
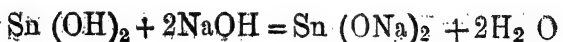
स्टैनस क्लोराइड के विलयन में थोड़ा सा क्षार डालने पर स्टैनस हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आता है। इसे वायु की अनुपस्थिति में सावधानी से गरम किया जाय तो स्टैनस ऑक्साइड मिलेगा—



इसका रंग भूरा, धूसर या काला होता है। यह हवा में चमक के साथ जलता है, और जलने पर स्टैनिक ऑक्साइड बनता है—

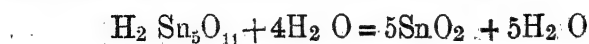


यह ऑक्साइड क्षारों के विलयनों में घुल जाता है और घुल कर स्टैनाइट देता है—



चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५६३

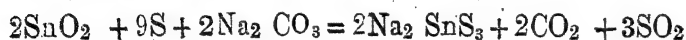
स्टैनिक ऑक्साइड, SnO_2 —यह प्रकृति में कैसिटेराइट अयस्क के रूप में पाया जाता है। नाइट्रिक एसिड और वंग के योग से जो मेटास्टैनिक एसिड मिलता है उसे गरम करने पर यह मिलता है—



यह श्वेत चूर्ण है जो एसिडों में नहीं घुलता, केवल गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में घुलता है। क्षारों के साथ गलाने पर स्टैनेट देता है—



यदि गन्धक और सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाया जाय तो थायो-स्टैनेट, Na_2SnS_3 , देता है—

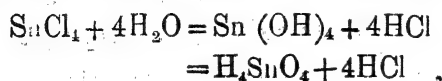


यह पॉलिश करने के काम आता है। इससे बर्तनों पर सफेद लुक (g'aze) भी फेरते हैं।

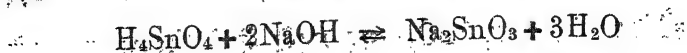
स्टैनिक एसिड—कई प्रकार के स्टैनिक एसिड ज्ञात हैं, जिनकी रचना अनिश्चित है। सन् १८१७ में बर्ज़ीलियस ने दो समावयवी स्टैनिक एसिडों का पता लगाया था। इन एसिडों को स्टैनिक ऑक्साइड, SnO_2 , का हाइड्रेट मानना चाहिये। इनकी रचना $\text{SnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ से लेकर $\text{SnO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (या H_4SnO_4) अथवा इनके ही बहुलावयवी, $(\text{SnO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O})_x$, होती है।

स्टैनिक एसिड बहुधा दो रूपों के माने जाते हैं, ऐलफा (ऐ०) और बीटा (बी०)। ऐलफा स्टैनिक एसिड और बीटा स्टैनिक एसिड में अन्तर अम्लादिकों के साथ प्रतिक्रियाशीलता का है। पर हो सकता है कि यह अन्तर केवल कणों की आकार या आकृत का ही हो।

ऐ०-स्टैनिक एसिड—स्टैनिक क्लोराइड का पानी में हलका विलयन उदविच्छेदित हो जाता है, और जो श्लैष स्टैनिक एसिड बनता है—

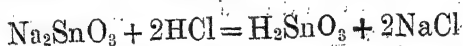


वह कार्बिक सोडा के विलयन में विलेय है। सोडियम स्टैनेट जो बनना है वह भी काफी उदविच्छेदित होता है, इसलिये इसका विलयन क्षारीय प्रतिक्रिया देता है—

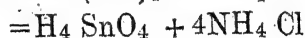
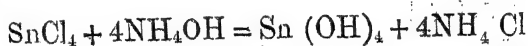


इस स्टैनेट विलयन को उड़ा कर सोडियम स्टैनेट के मणिम, $\text{Na}_2\text{SnO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, मिलते हैं।

यदि इस सोडियम स्टैनेट के विलयन में अम्ल मिलाये जायें तो श्लेष (लुआबदार) स्टैनिक एसिड का अवक्षेप आता है जो यदि 100° पर सुखावें तो H_2SnO_3 रचना देता है। यह हलके अम्लों और क्षारों में विलेय है। इसका हाइड्रोक्लेरिक एसिड में विलयन वही है, अर्थात् H_4SnO_4 , जो स्टैनिक क्लोराइड के विलयन में था—

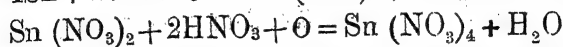
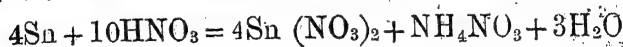


ऐ०-स्टैनिक एसिड अमोनिया और स्टैनिक क्लोराइड के योग से भी बनता है—



यह ध्यान रखना चाहिए कि ऐ०-स्टैनिक एसिड वह है, जो स्टैनेट और एसिड के योग से, अथवा स्टैनिक क्लोराइड के उदविच्छेदन से अथवा स्टैनिक क्लोराइड के योग से बना हो, और इसकी रचना चाहे H_4SnO_4 हो, चाहे H_2SnO_3 , और जो हलके अम्लों और क्षारों में विलेय हों।

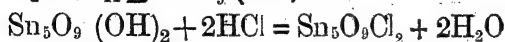
बी०-स्टैनिक एसिड—यह वंग पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनता है। संभव है कि प्रतिक्रिया में पहले स्टैनस नाइट्रेट, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, बनता हो जो बाद को उपचित होकर स्टैनिक नाइट्रेट, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_4$, बन जाता हो। इसके फिर उदविच्छेदन से बी०-स्टैनिक एसिड बन जाता है—



इस प्रकार संभक्त: बी०-स्टैनिक एसिड $\text{H}_2\text{Sn}_5\text{O}_{11} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ या $[\text{SnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}]_5$ हों, पर यह कल्पना पुरानी है। केवल हाइड्रेट सिद्धान्त के आधार पर ही ऐ० और बी० एसिडों का अन्तर नहीं समझा जा सकता। बी० एसिड हलके अम्लों में नहीं घुलता। यह ऐलफा और बीटा में अन्तर है। बी०

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५६५

ऐसिड सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ हल्का गरम करने पर श्लिष अर्थात् लुआवदार ठोस हाइड्रोक्लोराइड— $\text{Sn}_5\text{O}_9 \cdot \text{Cl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, देता है। यदि इसमें से हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड पसा दिया जाय, और फिर पानी छोड़ा जाय तो यह हाइड्रोक्लोराइड घुल जाता है। इस विलयन को यदि उबाला जाय या इसमें सल्फ्यूरिक ऐसिड छोड़ा जाय तो बी०-ऐसिड फिर अवक्षिप्त हो जाता है।



बी० ऐसिड के विलयन में यदि क्षारों के ठंडे विलयन छोड़े जाय तो मेटास्टैनेट $\text{Na}_2\text{Sn}_5\text{O}_{11} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ के समान बनते हैं। यह सोडियम मेटा-स्टैनेट अविलेय मणिभीय चूर्ण है।

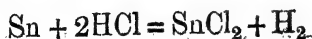
यदि बी० ऐसिड को क्षार के साथ गलाया जाय तो ऐ० स्टैनेट बनता है जो ऐसिडों के योग से ऐ० ऐसिड का अवक्षेप देगा।

पैरास्टैनिक ऐसिड—यदि बी० स्टैनिक ऐसिड को पानी के साथ 100° पर उबाला जाय तो यह धीरे धीरे पैरास्टैनिक ऐसिड बन जाता है जो $\text{H}_2\text{Sn}_5\text{O}_{11} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ है (न कि बी० ऐसिड के समान $4\text{H}_2\text{O}$ वाला)।

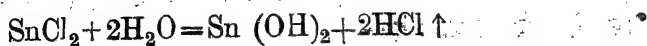
पर-स्टैनिक ऐसिड—स्टैनिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Sn}(\text{HO})_4$, को हाइड्रोजन परॉक्साइड के साथ 70° पर पीसने से यह मिलता है। सुखाने पर यह $\text{H}_2\text{SnO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ रचना देता है। 100° पर सुखाने से $\text{H}_2\text{Sn}_2\text{O}_7 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ मिलता है। स्टैनेट और हाइड्रोजन परॉक्साइड के योग से इसी प्रकार परस्टैनेट, $\text{KSnO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ बनते हैं।

स्टैनस लवण

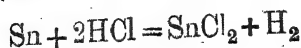
स्टैनस क्लोराइड, $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —यह बंग और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से सरलतापूर्वक बनता है—



विलयन को उड़ा देने पर पारदर्शक एकान्ताक्ष मणिभ मिलते हैं, जो $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ के हैं। ये मणिभ 80° पर पिघलते हैं। और गरम करने पर ऐसिड दे डालते हैं—

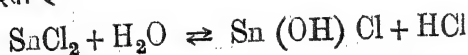


यदि तप्त वंग धातु पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड की वाष्पें प्रवाहित की जायें तो निर्जल स्टैनस क्लोराइड बनता है—

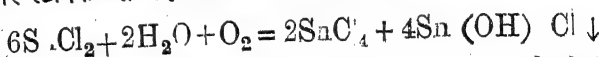


यह एलकोहल और ईथर में विलेय है और 280° पर पिघलता है और 606° के निकट उबलता है। इसकी वाष्प का अणु गुणित (associated) है— $2\text{SnCl}_2 \rightleftharpoons \text{Sn}_2\text{Cl}_4$.

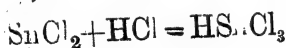
पानी के विलयन में स्टैनस क्लोराइड उद्विच्छेदित होकर भास्मिक क्लोराइड देता है—



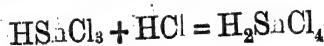
इसलिये इसका विलयन हाइड्रोक्लोरिक एसिड में बनाया जाना है। इसके विलयनों में थोड़ा वंग धातु और भी पड़ा रहना चाहिये, नहीं तो यह कुछ उपचित भी हो जाता है। स्टैनस ऑक्सिक्लोराइड का अवक्षेप आता है और स्टैनिक क्लोराइड विलयन में रहता है—



स्टैनस क्लोराइड सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से हाइड्रोक्लोरो-स्टैनस एसिड, $\text{HSnCl}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, देता है जो माणिभीय पदार्थ है—



इसके विलयन में H_2SnCl_4 होता है—



इस एसिड के स्थायी मणिभीय लवण जैसे $(\text{NH}_4)_2\text{SnCl}_4$ भी बनते हैं।

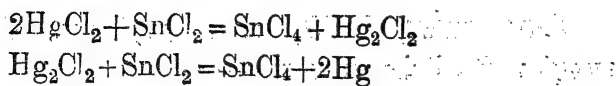
यदि स्टैनस क्लोराइड के विलयन में जस्ते का एक ठुकड़ा लटका दिया जाय तो वंग धातु का मणिभीय पौधा सा बन जाता है जिसे वंग वृक्ष कहते हैं।

स्टैनस क्लोराइड के विलयन में जस्ता-रज (zinc dust) छितराने से वंग के बड़े बड़े मणिभ मिलते हैं।

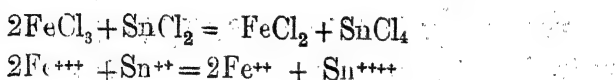
स्टैनस क्लोराइड प्रबल अपचयक रस है, जिसका प्रयोगशाला में और औद्योगिक व्यवसाय में बहुत उपयोग होता है। कुछ अपचयन प्रतिक्रियायें नीचे दी जाती हैं—

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२) — सिलिकन, वंग और सीसा ५६७

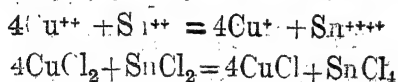
(१) मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में स्टैनस क्लोराइड का विलयन डालने पर पहले केलोमल ($Hg_2 Cl_2$) का श्वेत अवक्षेप मिलता है, जो पारे के कारण आगे काला पड़ जाता है—



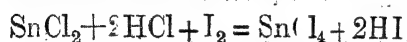
(२) फेरिक क्लोराइड का विलयन फेरस बन जाता है —



(३) क्यूप्रक लवण अपचित होकर क्यूप्रस बन जाते हैं—

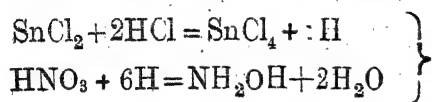


(४) आयोडीन से यह उपचित होता है—

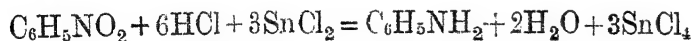


इस प्रकार यह अनुमापित क्रिय जा सकता है ।

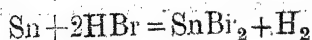
(५) नाइट्रिक एसिड अपचित होकर हाइड्रोक्सिलेमिन बन जाता है—



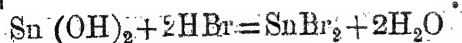
(६) नाइट्रोबैजिन से ऐनिलिन बनता है, एवं और भी कुछ यौगिक बनते हैं—



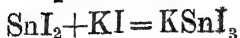
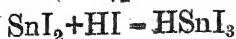
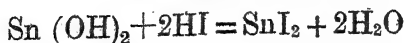
स्टैनस ब्रोमाइड, $Sn Br_2$ —यह स्टैनस क्लोराइड के समान ही वंग (अधिक) और ब्रोमीन (कम) के योग से या वंग और हाइड्रोब्रोमिक एसिड से बनता है । यह पीला पदार्थ है ।



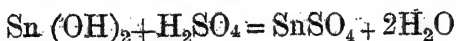
अथवा



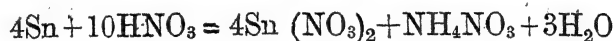
स्टैनस आयोडाइड, SnI_2 —यह भी लाल मणिभीय पदार्थ है, पानी में कम घुलता है, पर हाइड्रोआयोडिक एसिड या आयोडाइडों में घुल जाता है—



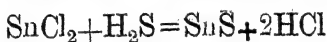
स्टैनस सलफेट, SnSO_4 —स्टैनस हाइड्रोक्साइड को हलके सल्फ्यूरिक एसिड में घोल कर बनता है—



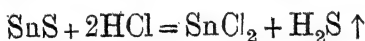
स्टैनस नाइट्रेट, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —वंग धातु को हलके नाइट्रिक एसिड (१ भाग एसिड, २ भाग पानी) में घोलने से बनता है—



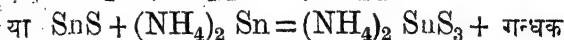
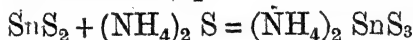
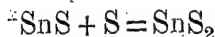
स्टैनस सलफाइड, SnS —यदि स्टैनस क्लोराइड के आम्ल विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड गैस प्रवाहित करें तो भूरा अवक्षेप मिलता है ।



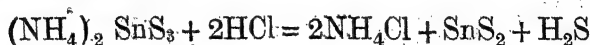
वंग और गन्धक को साथ गलाने पर भी धूसर रंग का स्टैनस सलफाइड मिलता है । यह अवक्षेप गरम सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाता है—



पर यह साधारण अमोनियम सलफाइड या किसी और क्षार सलफाइड में नहीं घुलता । पर पीले अमोनियम सलफाइड में जिसमें कुछ अधिक गन्धक होता है, यह घुल जाता है । पहले स्टैनस सलफाइड बनता है, और फिर अमोनियम सलफाइड के योग से अमोनियम थायोस्टेनैट बनता है जो विलेय है—



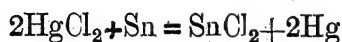
इस विलयन में यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड डाला जाय तो स्टैनिक सलफाइड का अवक्षेप आयागा—



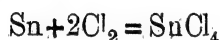
वंग, गन्धक और सोडियम सलफाइड, तीनों को साथ उबालने पर सोडियम थायोस्टेनैट, $\text{Na}_2\text{SnS}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, बनता है ।

स्टैनिक लवण

स्टैनिक क्लोराइड, SnCl_4 —सन् १६०५ में इसे पहली बार डच रसायनज्ञ लिबेवियस (Libavius) ने बनाया था और इसे “लिबेवियस का धूमवान द्रव” कहते थे। यह भभके में मरक्यूरिक क्लोराइड और वंग धातु को खवित करके बनाया गया था—



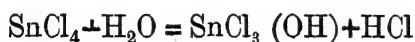
यह वंग धातु पर क्लोरीन के प्रभाव से बनाया जाता है। वंग को भभके में रख कर गरम करते हैं, और फिर इस पर क्लोरीन प्रवाहित करते हैं—



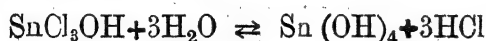
यह द्रव पदार्थ है जो वाष्प भी है। भभके की वाष्पों को ठंडा करके द्रवीभूत किया जाता है। इस नीरंग द्रव में तीक्ष्ण कटु गन्ध होती है। नम वायु में इसकी वाष्पें घना धूम देती हैं। इसका क्वथनांक 118° है।

यह जल के योग से अनेक हाइड्रेट देता है जैसे $\text{SnCl}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ और $\text{SnCl}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$.

जल से इसका उदविच्छेदन भी होता है, और तब ऑक्सीक्लोराइड बनते हैं—

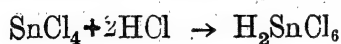


अन्त में स्टैनिक ऐसिड बनता है—

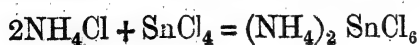


इस प्रकार यह ऐल्यूमीनियम, आर्सेनिक, एंटीमनी के सह-संयोज्य क्लोराइडों से अधिक मिलता जुलता है।

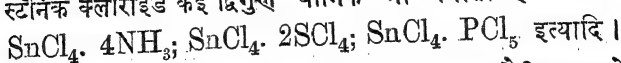
$\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ को 27° पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के संपर्क में लाया जाय और 0° पर मणिभ जमाये जाय तो हाइड्रोक्लोरो-स्टैनिक ऐसिड $\text{H}_2\text{SnCl}_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ मिलेगा जिसका द्रवणांक 20° है—



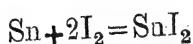
इसी प्रकार अमोनियम क्लोराइड और स्टैनिक क्लोराइड के योग से इस ऐसिड का लवण, अमोनियम क्लोरोस्टेनेट, $(\text{NH}_4)_2\text{SnCl}_6$ मिलेगा—



स्टैनिक क्लोराइड कई द्विगुण यौगिक भी बनाता है जैसे—



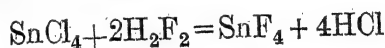
स्टैनिक हैलाइड—वंग और आयोडीन के योग से स्टैनिक आयोडाइड बनता है—



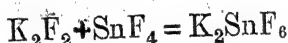
जिसका द्रवणांक 183.5° और कथनांक 180° है। यह लाल, स्थायी और अष्टफलकीय मणिभों का है।

स्टैनिक ब्रोमाइड, SnBr_4 , भी वंग और ब्रोमीन के योग से बनता है। इसका द्रवणांक 10° , कथनांक 201° और घनत्व 3.35 है। यह सफेद धूमवान मणिभीय पदार्थ है।

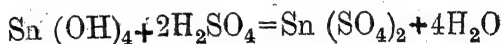
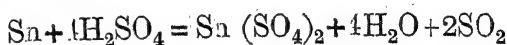
स्टैनिक फ्लोराइड, SnF_4 , स्टैनिक क्लोराइड और निर्जल हाइड्रो-फ्लोरिक एसिड के योग से बनता है—



यह बिना पिघले ही उड़ने लगता है, वैसे इसका कथनांक 70.5° है। इसके सफेद जलग्राही मणिभ होते हैं। पोटैशियम क्लोराइड के साथ यह संकीर्ण यौगिक बनाता है—

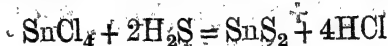


स्टैनिक सल्फेट, $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$ —यह वंग और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड को गरम करके अथवा स्टैनिक हाइड्रोक्साइड को सल्फ्यूरिक एसिड में घोल कर बनाया जाता है—



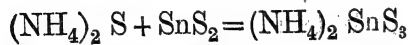
यह पानी के साथ उद्विग्नोदित होकर भास्मिक लवण देता है।

स्टैनिक सल्फाइड, SnS_2 —यह स्टेनस सल्फाइड और गन्धक के योग से अथवा अमोनियम थायोस्टैनेट और एसिड के योग से बनता है जैसा कि पहले कहा जा चुका है। स्टैनिक लवणों के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करके भी इसका गन्दा पीला अवक्षेप लाया जाता है—



चतुर्थ समूह के तत्त्व (२) — सिलिकन, वंग और सीसा ५७१

यह मामूली अमोनियम सल्फाइड में भी विलेय है और थायोस्टेनेट बनता है—

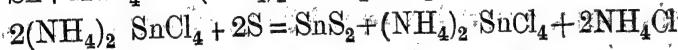
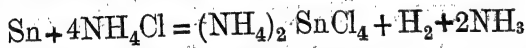


इसी प्रकार सोडियम सल्फाइड के साथ—

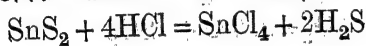


स्टैनिक सल्फाइड का पीला अवक्षेप सूखने पर काला पड़ जाता है। काला पदार्थ संभवतः स्टैनिक ऑक्साइड और स्टैनिक सल्फाइड का मिश्रण है।

मणिभीय स्टैनिक सल्फाइड सुनहरे रंग का होता है। इसे “मोजेक गोल्ड” (Mosaic gold) कहते हैं। यह वंग चूर्ण, गन्धक और अमोनियम क्लोराइड को साथ साथ गरम करने पर बनता है—



यह मोजेक गोल्ड अम्लों में अविलेय है, पर अम्लराज में घुलता है। साधारण स्टैनिक सल्फाइड तो सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय है—



सीसा, सीस, लेड या प्लम्बम, Pb

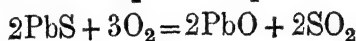
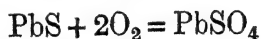
[Lead or Plumbum]

सीसा हमारे देश की एक परिचित धातु है। प्राचीन मिश्र और रोम देश-वासी भी सीसा का व्यवहार करते थे, उन्होंने ६" व्यास तक के मोटे पाइप सीसे के बनाये। भारतवर्ष का लगभग सभी सीसा बर्मा के अयस्क से प्राप्त होता है। उत्तरी शान राज्यों में बौडविन पर सीसा के अयस्क के दो प्रसिद्ध भंडार हैं। एक तो चाइना-मैन (Chinaman) कहलाता है और दूसरा शान-लोड (Shan-load)। चाइनामैन तो ५० फुट चौड़ा और १००० फुट लम्बा लेड सल्फाइड का ठोस भंडार है। इस गेलीना (Pbs) में जस्ते और चाँदी के सल्फाइड भी मिले हुये हैं। यह भंडार संसार के सब भंडारों-से बड़ा है। शान लोड भी इसी की उत्तरी शाख है, और इनमें ताँबा भी है। बर्मा कारपोरेशन ने १९३२ में पौने चार लाख . टन अयस्क में से ७१,००० टन के लगभग सीसा धातु तैयार की। सर्वाई माधोपुर (जयपुर राज्य) और चित्राल में भी सीसे की कुछ खानें हैं।

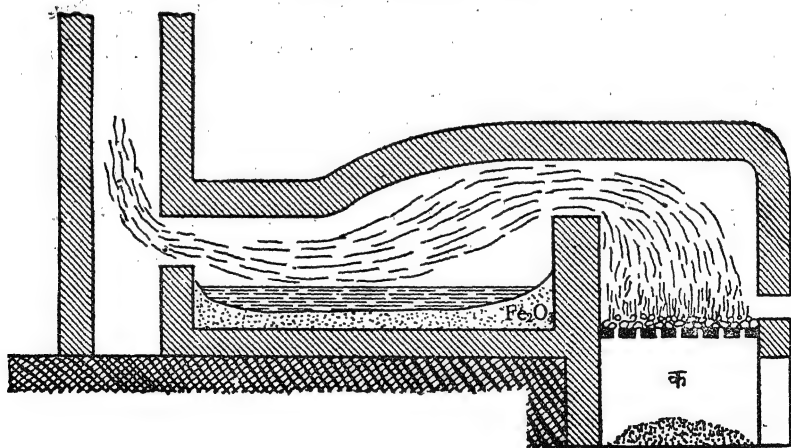
अयस्क—गेलीना (galena), PbS ; एंग्लेसाइट (anglesite), $PbSO_4$; लेनरकाइट (lanarkite), $PbO \cdot PbSO_4$; सेरुसाइट (cerussite), $PbCO$ ।

धातुकर्म—सीसे के अयस्कों से धातु बनाने की प्रतिक्रिया के दो अंग हैं—(१) अयस्क का जारण और (२) जारित अयस्क को अपचित करके सीसा धातु प्राप्त करना । अपचयन कोयले से या लोहे से किया जाता है । अधिकतर खानों में गेलीना या लेड सल्फाइड, PbS , का ही उपयोग करते हैं । नीचे लिखी तीन विधियों में से किसी एक का सुविधानुसार उपयोग किया जाता सकता है ।

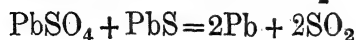
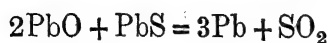
वायु द्वारा उपचयन—पहले तो गेलीना को कूट-पीस कर चाला जाता है, और फिर इसे फेन उत्प्लावन विधि द्वारा सान्द्र करते हैं । फिर इसका ब्लेपक भट्टी में सावधानी से जारण करते हैं । इस प्रतिक्रिया में कुछ गेलीना तो सल्फेट बन जाता है, और कुछ ऑक्साइड—



ऐसा होने पर वायु का प्रवाह अब कम कर देते हैं । कुछ गेलीना इसमें और मिला कर तापक्रम बढ़ाते हैं । ऐसा करने पर लेड ऑक्साइड या लेड सल्फेट और गेलीना में प्रतिक्रिया आरम्भ होती है—



चित्र ८७—ब्लेपक भट्टी

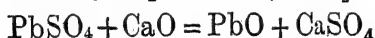
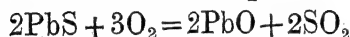
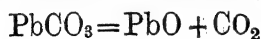


इस प्रकार वायु द्वारा उपचयन करने की विधि में जारण (roasting) और द्रावण (smelting), एक ही चूपक भट्टी में होता है। यह ठीक है कि दोनों प्रतिक्रियायें दो भिन्न तापक्रमों पर की जाती हैं। नीचे के तापक्रम पर जारण और ऊपर के तापक्रम पर द्रावण।

सीसा गलकर भट्टी के पेंदे के पास आ जाता है, वहाँ से इसे निकाल लेते हैं।

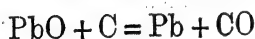
(२) कार्बन द्वारा अपचयन—यह परम सामान्य विधि है, और उन अयस्कों में भी काम आ सकती है, जिनमें सीसा बहुत कम हो। गेलीना ही नहीं, सेरसाइट या ऐंगलेसाइट अयस्क के लिए भी उचित है।

इस विधि में पहले तो सान्द्र अयस्क का पूर्णरूप से जारण करते हैं। ऐसा करने पर चाहे भी कोई अयस्क हो, लेड ऑक्साइड बन जाता है।

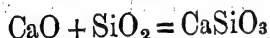


यह प्रतिक्रिया चूपक भट्टी में करते हैं। जारण ठीक प्रकार से हो, इस उद्देश्य से इसमें कभी-कभी बरी का चूना, जिप्सम आदि भी मिला देते हैं। चूने से लाभ यह भी है कि यह लेड सल्फेट नहीं बनने देता क्योंकि लेड ऑक्साइड की अपेक्षा कैल्सियम ऑक्साइड अधिक क्षारीय है।

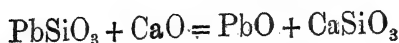
जारित अयस्क में अब एन्थ्रैसाइट या कार्बनयुक्त कोई अन्य द्रव्य मिलाया जाता है। थोड़ा सा बरी का चूना मिलाते हैं। फिर इस मिश्रण को वात-भट्टी (blast furnace) में गलाते हैं। कार्बन के योग से लेड ऑक्साइड सीसे में परिणत हो जाता है—



चूने का लाभ जारित अयस्क में जो सिलिका हो उसके साथ गल्य (slag) बना देने का है—

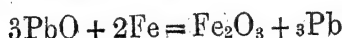


अगर सिलिकेट भी बन गया हो, तो यह भी चूने से कैल्सियम सिलिकेट में परिणत हो जाता है—



कैल्शियम सिलिकेट जल्दी गल जाता है, और इस गले पदार्थ को भट्टी के पेंदे के निकट के द्वार से अलग निकाल देते हैं। जो लेड ऑक्साइड बचता है, वह कार्बन से अपचित होकर सीसा देता है।

(३) लोहे द्वारा अपचयन—इस विधि का उपयोग तब करते हैं जब अयस्क में ताँबा, आर्सेनिक या एंटीमनी की अशुद्धियाँ हों। पहले तो अयस्क का ऊपर कही हुई विधि से क्षेपक भट्टी में पूर्णतया जारण करते हैं। फिर इस प्रकार प्राप्त लेड ऑक्साइड में लोहा (इसका पुराना कूड़ा कबाड़) मिला कर मिश्रण को तपाते हैं। ऐसा करने पर सीसा धातु प्राप्त होती है—



सीसे का शोधन—उपर्युक्त तीनों विधियों द्वारा प्राप्त सीसे में बहुधा निम्न अशुद्धियाँ होती हैं—बिसमथ, वंग, ताँबा, और चाँदी। इनमें पहली तीन तो मार्दव विधि (softening) द्वारा अलग की जाती हैं, और चाँदी 'विरजतीकरण' (desilverisation) विधि द्वारा अलग करते हैं।

मार्दव विधि—अशुद्ध धातु इस क्रिया के अनन्तर मृदु पड़ जाती है, अतः इसे मार्दव विधि कहते हैं। अशुद्ध धातु को छिछली क्षेपक भट्टी में गलाते हैं, और फिर इसमें वायु प्रवाहित करते हैं।

ऐसा करने से बिसमथ, वंग, और ताँबे का उपचयन होकर ऑक्साइड बन जाता है। यह मैल के रूप में ऊपर आ जाता है। इसे काँछ कर निकाल देते हैं।

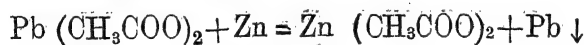
विरजतीकरण विधि—सीसे में अब जो चाँदी रह गयी उसे पैटिन्सन (Pattinson) या पार्क (Parke) की विधि से अलग करते हैं। इनका विस्तृत उल्लेख चाँदी वाले अध्याय में किया गया है। पैटिन्सन की विधि का सिद्धान्त यह है कि यदि चाँदी २.२५% से कम हो तो चाँदी और सीसे की मिश्र धातु का द्रवणांक शुद्ध सीसे के द्रवणांक से नीचा होता है। अतः गली हुई मिश्र धातु को यदि ठंडा किया जाय, तो जो मणिम पहले प्रकट होगे उनमें बाद वाले मणिम की अपेक्षा कम चाँदी होगी।

पार्क की विधि का आधार यह है कि जस्ता सीसे के साथ उतना मिश्र धातु नहीं बनाता जितना कि चाँदी के साथ, अतः यदि चाँदी और सीसे के गले हुये मिश्रण में जस्ता मिलाया जाय, तो अधिक चाँदी जस्ते में आ जायगी; और सीसे में कम रह जायगी।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५७५

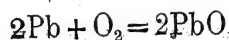
विद्युत् विच्छेदन द्वारा शोधन—ऊपर की विधियों से शोधित जो सीसा मिलता है, उसका यदि और शोधन करना हो लेड फ्लो-सिलिकेट, $PbSiF_6$, का विद्युत् विच्छेदन करना चाहिये। अशुद्ध सीसे का ऐनोड (धन द्वार) लेते हैं, और कैथोड शुद्ध सीसे का होता है। कैथोड पर शुद्ध सीसा इकट्ठा होता है, और अशुद्ध सीसा फ्लोसिलिकेट बनता जाता है। फ्लोसिलिकेट के विलयन में थोड़ा सा जिलेटिन छोड़ देने से सीसे के जमने में सहायता मिलती है।

सीसे के गुण—सीसा नील धूसर वर्ण की धातु है। ताजे कटे भाग पर तो धातु की चमक रहती है, पर थोड़ी देर हवा में रख देने पर इसके पृष्ठ पर ऑक्साइड का पतला स्तर भी जमा हो जाता है। एक बार स्तर जमा हो गया, तो फिर नीचे के शेष सीसे पर हवा का प्रभाव नहीं पड़ता। अंगुलियाँ इस पर रगड़ कर सूँधी जायँ, तो इसमें विचित्र गन्ध मालूम पड़ती है। कागज पर यह काली रेखा भी खींचता है। अवक्षेपण विधि से सीसा मणिभीय बनाया जा सकता है। यदि लेड ऐसीटेट के विलयन में जस्ते का छड़ लटकाया जाय तो 'सीस-वृक्ष' बन जाता है जो मणिभीय सीसा है। इसकी प्रतिक्रिया इस प्रकार है—

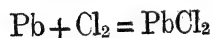


सीसा बड़ी नरम धातु है। नाखूनों से खुरची जा सकती है। यदि इसमें एंटीमनी मिला दिया जाय तो कठोर पड़ जाती है।

यों तो सीसे पर ऑक्साइड की हल्की तह हवा में रख छोड़ने पर जम जाती है, पर फिर भी सीसे का पूरा ढोका ऑक्साइड नहीं बन जाता। परन्तु यदि सीसा पिघलाया जाय, तो यह उपचित होने लगता है। धीरे धीरे लिथार्ज, PbO , (एकौक्साइड) बनता है—



तप्त सीसे पर क्लोरिन के योग से लेड क्लोराइड बनता है—

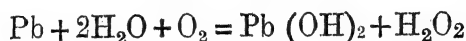


और इसी प्रकार तप्त सीसा गन्धक से संयुक्त होकर लेड सल्फाइड, PbS , देता है।

यदि पानी में हवा घुली हो, तो इस पानी का भी सीसे पर असर होता है। थोड़ा सा लेड या प्लम्बिक हाइड्रॉक्साइड बनता है और यदि पानी में

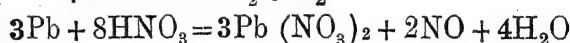
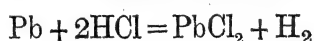
कार्बन ट्राइऑक्साइड भी हो तो लेड कार्बोनेट भी बनेगा । इसी लिये नल के पानी में थोड़ा सा खतरा रहता है यदि नल सीसे के बने हों, क्योंकि सीसे के लक्षण धीरे-धीरे विष का काम करते हैं जिसे 'सीस-विष' या लेड पॉयज़निंग कहा जाता है ।

सीसा और ऑक्सीजन युक्त पानी में निम्न प्रतिक्रिया होती है—



इसमें हाइड्रोजन परीक्साइड बनता है ।

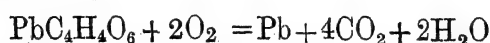
सीसे के ऊपर गरम सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड, गरम हलके नाइट्रिक एसिड और गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड का ही प्रभाव पड़ता है, अन्य अम्लों का नहीं । इसीलिये अम्लामेघ हौज़ सीसे के ही बनाये जाते हैं । तीनों एसिडों की प्रतिक्रिया इस प्रकार है—



सान्द्र नाइट्रिक एसिड का प्रभाव सीसे पर बहुत कम पड़ता है, क्योंकि लेड नाइट्रेट की (जो कम ही विलेय है) पपड़ी सीसे पर जमा हो जाती है, और आगे के प्रभाव से बचाये रखती है ।

पायरोफोरिक या फुलभड़ीदार सीसा—लेड ऐसीटेट और रॉशील लवण, $\text{KNaC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, के योग से उत्पन्न लेड टारट्रेट, $\text{PbC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, का शुष्क अवस्था में एक पतली नली में जो एक सिरे पर बन्द और दूसरे पर खिंची हो, लो और तब तक गरम करो जब तक सब धुआँ निकल न जाय । अब खिंचा हुआ सिरा भी बन्द कर दो । नली जब ठंडी पड़ जाय तो रेती से खिंचे सिरे का मुँह काट दो । हिला हिला कर सीसे का महीन चूर्ण नली से बाहर निकालो । जैसे ही यह हवा के संपर्क में आवेगा, यह दीप्त हो उठेगा और लेड ऑक्साइड का पीला धुआँ भी बनेगा ।

लेड टारट्रेट को गरम करने पर यह फुलभड़ीदार सीसा निम्न प्रतिक्रिया से बना—



यह सीसा इतना महीन होता है कि हवा में अपने आप जल उठता है ।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५७७

सीसे का उपयोग छापेखाने के टाइपों में, छतों की चादरों में, और गोलियों के बनाने में विशेष होता है।

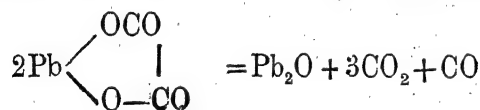
सीसे का परमाणुभार—भिन्न भिन्न स्थानों से प्राप्त सीसे का परमाणुभार भिन्न भिन्न पाया गया है। रेडियोएक्टिव तत्त्वों के विच्छेदन की जो तीन श्रेणियाँ हैं उनका भी अन्तिम स्थायी पदार्थ सीसा है। यूरेनियम से प्राप्त सीसे का आनुमानिक परमाणुभार २०६ होना चाहिये और थोरियम वाले का २०८.४। यह बात है भी ऐसी ही क्योंकि यूरेनियम खनिजों से प्राप्त सीसे का परमाणुभार २०६.—२०६.१ मिलता है, थोरियम खनिजों से प्राप्त सीसे का २०७.६ से २०८.४ तक है और अन्य साधारण खनिजों से प्राप्त सीसे का २०७.२ है। सीसे का रासायनिक तुल्यांक १०३.५ है। ड्यूलोन और पेटी के नियम के आधार पर परमाणुभार इसके निकट ठहरता है। लेड चतुः एथिल, $Pb(C_2H_5)_4$, के समान वाष्पशील कार्बनिक यौगिकों के वाष्प-घनत्व के आधार पर परमाणुभार इसी के लगभग है।

साधारण स्रोतों से प्राप्त सीसे का परमाणुभार २०७.२२ माना जाता है और यह मान विश्वसनीय है।

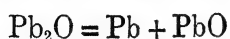
सीसे के तीन समस्थानिक प्रसिद्ध हैं—२०६, २०७ और २०८।

सीस हाइड्राइड (लेड हाइड्राइड)—इसकी स्थिति संदिग्ध है। संभवतः यह वाष्पशील यौगिक वंग हाइड्राइड, SuH_4 , से मिलता जुलता हो।

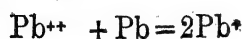
सीस उपोक्साइड (लेड सबोक्साइड), Pb_2O —यह सीस ऑक्जलेट को वायु के अभाव में ३००° के नीचे गरम करने पर बनता है—



यह काला चूर्ण है और गरम करने पर, अथवा अम्ल या क्षारों के योग से सीस या सीसे के ऑक्साइड में परिणत हो जाता है।



सीसा थोड़ा सा लेड ऐसीटेट के विलयन में भी घुलता है और घुलने पर उपलवण देता है—



सीस एकौक्साइड मुर्दासंख, लिथार्ज या मेस्सिकोट, (massicot), PbO —वैसे तो लिथार्ज और मेस्सिकोट एक है पर लिथार्ज इतने ऊँचे तापक्रम पर बनाया जाता है कि यह गल जाय, और मेस्सिकोट साधारण तापक्रम पर।

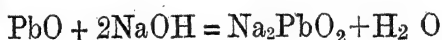
सीसे को हवा में गरम करने पर जो धूसर मैल बनता है वह एकौक्साइड और सीसे का मिश्रण है। यदि लोहे के बर्तन में इसे गरम करें तो पीला ऑक्साइड, PbO , बनता है। गरम करने पर यह पीला चूर्ण काला पड़ जाता है और तब इसे मेस्सिकोट कहते हैं। अब यदि इसे तपा कर गलाये और पीस डालें तो नारंगी रंग का जो चूर्ण मिलता है उसे लिथार्ज कहते हैं। लिथार्ज को ही हमारे देश में मुर्दासंख कहते हैं।

लिथार्ज का उपयोग फिल्ट काँच बनाने में, लेड लवण बनाने में और पेंट-वार्निशों में होता है। इसकी उपस्थिति में अलसी का तेल शीघ्र उपचित होकर ठोस पदार्थ लिनोक्सीन देता है। पानी और जैतून के तेल के उबलने पर यह लेड ओलियेट देता है।

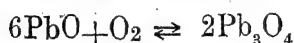
हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर लिथार्ज सीसे में परिणत हो जाता है।



यह क्षारों के योग से प्लम्बाइट (plumbite) यौगिक देता है—



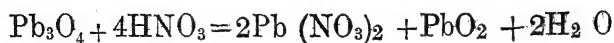
लाल सीसा, रेड लेड, मिनियम (minium) या त्रिप्लम्बिक चतुरौक्साइड, Pb_3O_4 —इसे बनाने के लिये पहले तो सीसे को मेस्सिकोट, PbO , में परिणत करते हैं, और फिर इसे विशेष अंगीठियों में सावधानीपूर्वक नियंत्रित तापक्रम पर 400° के निकट गरम करते हैं। धीरे धीरे कई घंटों में रेड-लेड बन जाता है—



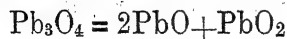
यह चटक लाल मणिभीय चूर्ण है। गरम करने पर इसका रंग काला पड़ने लगता है, पर ठंडे होने पर लाल रंग फिर लौट आता है। 400° के ऊपर गरम करने पर यह विभाजित हो जाता है और सीस एकौक्साइड, PbO , बनता है।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५४९

नाइट्रिक एसिड के योग से रेड-लेड लेड परौक्साइड देता है—



इस प्रकार रेड लेड को PbO और PbO_2 का मिश्रण समझना चाहिये।



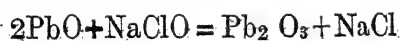
अथवा इसे लेड प्लम्बेट, Pb_3PbO_4 भी समझा जा सकता है (अम्बिक एसिड H_4PbO_4 होता है)।

हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से यह लेड क्लोसाइड और क्लोरीन देता है—



रेड लेड का सबसे अधिक उपयोग लाल पेंटों में है। इनमें यह लाल रंग का भी काम देता है, और तेल को उपचित करने में उत्प्रेरक ('शोषक'-drier) का भी। काँच के व्यवसाय में भी काम आता है।

लेड सेसक्वि-ऑक्साइड, Pb_2O_3 —कास्टिक पोटाश के विलयन में यदि लेड ऑक्साइड, PbO , घोला जाय, और ठंडे विलयन में सोडियम हाइपोक्लोराइट डालें तो लेड सेसक्विऑक्साइड बनता है।



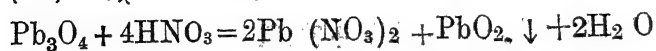
यह रक्त-पीत अमणिम चूर्ण है। यह अम्लों के योग से लेड लवण और लेड परौक्साइड देता है। इसे भी रेड लेड के समान PbO और PbO_2 का मिश्रण समझना चाहिये—



अथवा इसे लेड मेटाप्लम्बेट, Pb.PbO_3 , समझा जा सकता है (मेटाअम्बिक एसिड H_2PbO_3 होता है)।

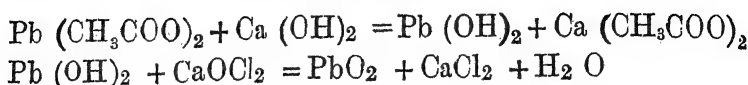
सीसा द्विऑक्साइड या परौक्साइड, PbO_2 —इसके बनाने की निम्न विधियाँ हैं—

(१) नाइट्रिक एसिड और रेड लेड के योग से—



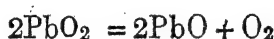
लेड नाइट्रेट पानी में घोल कर अलग किया जा सकता है।

(२) ब्लीचिंग पाउडर—“विरंजक चूर्ण”—के समान क्षारीय अपचा-
यक रस और सीसे के लवण के योग से—जैसे लेड ऐसीटेट से—

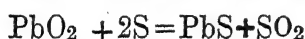


लेड ऐसीटेट को पानी में धोलते हैं, और इसमें विरंजक चूर्ण का आधिक्य डालते हैं। फिर जल ऊष्मक पर गरम करते हैं। भारी भूरा अवक्षेप नीचे बैठ जाता है। ऊपर का विलयन पसा कर अलग कर देते हैं। अवक्षेप को फिर गरम हलके नाइट्रिक एसिड से अच्छी तरह खलभलाते हैं। ऐसा करने से विरंजक चूर्ण दूर हो जाता है। अवक्षेप को छान कर और धो कर सुखा लेते हैं।

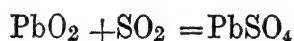
लेड द्विऑक्साइड गहरा श्याम-रक्त रंग का चूर्ण है। इसमें बहुधा निम्न जाति के ऑक्साइड भी मिले रहते हैं। गरम करने पर यह शीघ्र ऑक्सीजन देता है—



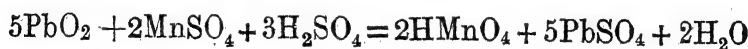
यह प्रबल उपचायक पदार्थ है। इसके साथ गन्धक मिला कर घोटा जाय तो यह तीव्र लपक से जलने लगेगा और लेड सल्फाइड बनेगा—



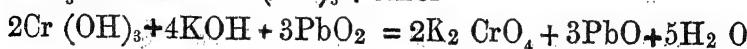
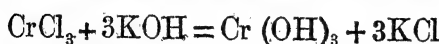
लेड द्विऑक्साइड और गन्धक द्विऑक्साइड का योग होने पर लेड ऑक्साइड गरम होकर लाल हो जाता है। प्रतिक्रिया में लेड सल्फेट बनता है—



यदि मैंगनस लवण (जैसे MnSO_4) को सान्द्र नाइट्रिक एसिड, लेड द्विऑक्साइड, और थोड़े से हलके सल्फ्यूरिक एसिड के साथ उबाला जाय तो परमैंगेनिक एसिड का लाल विलयन मिलेगा,।

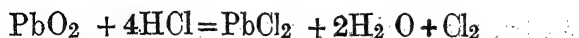


इसी प्रकार क्रोमियम लवण कास्टिक पोटाश की विद्यमानता में लेड द्विऑक्साइड के योग से पोटैसियम क्रोमेट देता है—

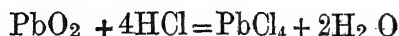


लेड द्विऑक्साइड हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ उबालने पर क्लोरीन गैस देता है—

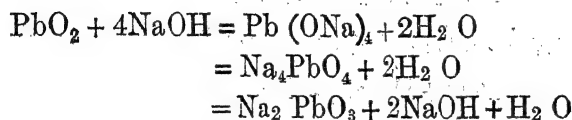
चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५८१



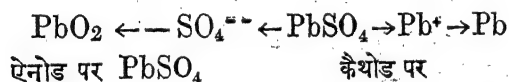
पर ठंडे हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल कर संभवतः लेड चतुःक्लोराइड देता है—



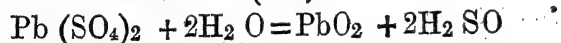
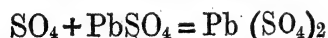
द्वारों के योग से लेड द्विऑक्साइड लम्बे देता है जो स्टैनेटों के समान होते हैं।



एक्युमुलेटर या संचायक सेल (Accumulators)—विजली के एक्युमुलेटर या संचायक सेलों में लेड द्विऑक्साइड, PbO_2 , का अच्छा उपयोग किया जाता है। इन संचायक सेलों में सीसा के दो छेददार श्वेट होते हैं। इन छेदों में लेड द्विऑक्साइड भरा होता है। ये श्वेट जब सलफ्यूरिक एसिड के हलके विलयन के संपर्क में आते हैं, तब प्रतिक्रिया द्वारा लेड सलफेट बनता है। पर यदि विलयन के संपर्क में आने पर विजली की धारा भी प्रवाहित की जाय, तो लेड सलफेट नहीं बनता, क्योंकि जितना भी बनेगा उसका फिर विद्युत् विच्छेदन हो जाता है—

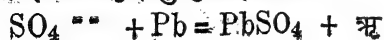


कैथोड पर सीसा जमा होता है और ऐनोड पर लेड परसलफेट बन जाता है, जो फिर लेड परऑक्साइड देता है—

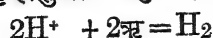


इस प्रकार चार्ज होने पर प्लेट (ऐनोड) पर लेड द्विऑक्साइड रहता है और कैथोड पर सीसा। इस बैटरी का वोल्टन २ वोल्ट के लगभग होता है।

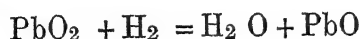
अब यह देखना चाहिये कि यह संचायक सेल विसर्जित (discharge) किस प्रकार होती है। सीसे वाले प्लेट (कैथोड) पर का सीसा समीप में स्थित सलफ्यूरिक एसिड के सलफेट आयन (SO_4^{--}) से संयुक्त होकर लेड सलफेट देता है और ऋणाणु मुक्त होते हैं—



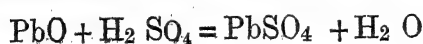
लेड द्विऑक्साइड वाले प्लेट पर ऐसिड की हाइड्र-आयन (H^+) विद्युत् धारा के ऋणाणुओं से संयुक्त होकर हाइड्रोजन बनाती है—



यह नवजात हाइड्रोजन लेड द्विऑक्साइड का अपचयन करके लेड एकौक्साइड देता है—



यह लेड एकौक्साइड ऐसिड से संयुक्त होकर लेड सल्फेट देता है।



इस प्रकार ऐनोड पर फिर लेड सल्फेट जमा हो जाता है। इस तरह सेल का विसर्जन होता है।

संचायक का आविष्ट करना (charge)—संचायक में लगे हुये निशान तक सल्फ्यूरिक ऐसिड का हल्का विलयन भरते हैं (बहुधा ऐसिड की मात्रा तो ठीक रहती है, केवल पानी सूख जाता है, इसलिये निशान तक सवित जल डाल देते हैं)। अब बिजलीघर से आने वाले प्रमुख तारों-“mains” का धनात्मक सिरा ऐनोड से, और ऋणात्मक सिरा कैथोड से जोड़ देते हैं, और बीच में एक बल्ब की बाधा लगा देते हैं। दो तीन दिन में बैटरी आविष्ट हो जाती है। वोल्टन २ वोल्ट से कुछ अधिक होना चाहिये।

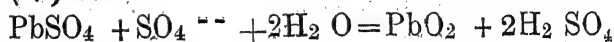
जब बिजली की धारा पुनः आविष्ट करने के लिये प्रवाहित होती है, तो निम्न प्रतिक्रियायें होती हैं—

कैथोड (-) पर—

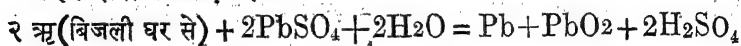


(कैथोड पर) (ऐनोड पर चली जाती है)

ऐनोड (+) पर—

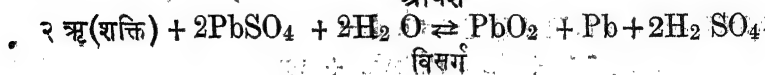


इन दोनों को जोड़ देने पर



आविष्ट करने और विसर्जन करने की दोनों प्रतिक्रियायें एक ही समीकरण में इस प्रकार व्यक्त की जा सकती हैं—

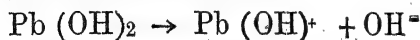
आवेश



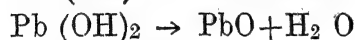
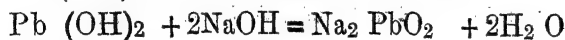
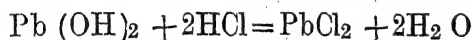
विसर्ग

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५८३

सीस हाइड्रॉक्साइड, $Pb(OH)_2$ या $2PbO \cdot H_2O$ या $Pb_2O \cdot (OH)_2$ —सीसे के लवण के विलयन में क्षार का विलयन छोड़ने पर जो सफेद अवक्षेप आता है वह संभवतः हाइड्रॉक्साइड का है। यह पानी में कम विलेय है, और लाल लिटमस का रंग नीला कर देता है। इसका आयनीकरण संभवतः इस प्रकार होता है—

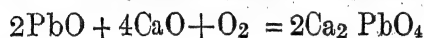


यह ऐसिडों में घुल कर लवण और क्षारों में घुल कर प्लम्बेट देता है। 185° तक गरम करने पर यह सीस एक्साइड हो जाता है—



गरम

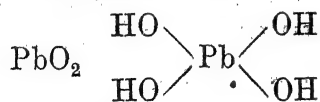
प्लम्बेट—यदि सुर्दासंख (लिथार्ज) और चूना को हवा में साथ साथ गलाया जाय तो हवा से ऑक्सीजन लेकर प्लम्बेट बनता है—



कैलसियम प्लम्बेट के नीरंग मणिम, $Ca_2PbO_4 \cdot 4H_2O$, होते हैं।

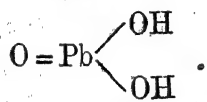
पोटैसियम प्लम्बेट, $K_2Pb(OH)_6$ या $K_2PbO_3 \cdot 3H_2O$ —सीस द्विऑक्साइड, PbO_2 , और कास्टिक पोटाश (थोड़ा सा पानी भी) को चाँदी की प्याली में गलाने पर पोटैसियम प्लम्बेट बनता है। शून्य में उड़ा कर और पोटैसियम स्टैनेट के समरूपी मणिम डाल कर इसके मणिम प्राप्त होते हैं।

प्लम्बिक ऐसिड आर्थो और मेटा दोनों प्रकार के होते हैं—



द्विऑक्साइड

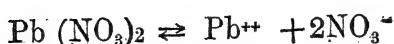
आर्थोप्लम्बिक
ऐसिड



मेटाप्लम्बिक
ऐसिड

सोडियम लेड टारट्रेट के क्षारीय विलयन का विद्युत् विच्छेदन करने पर ऐनोड (+) पर मेटाप्लम्बिक ऐसिड काले चूर्ण के रूप में जमा हो जाता है। आर्थो-ऐसिड शुद्ध-रूप नहीं पाया जाता।

सीस लवणों के सामान्य गुण—सीसे के लवण अधिकतर नीरंग होते हैं (क्रोमेट पीला होता है)। ये सब विषैले हैं। विलयनों में ये लेड आयन, Pb^{++} , देते हैं जिसकी संयोज्यता दो है—



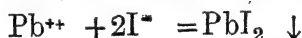
लेड लवणों के विलयन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने से सीस क्लोराइड, PbCl_2 , का सफेद अवक्षेप आता है जो गरम पानी में घुलता है।



गरम पानी वाले विलयन में पोटैसियम क्रोमेट का विलयन छोड़ने पर लेड क्रोमेट का पीला अवक्षेप आता है।



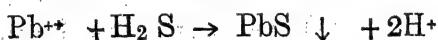
और इसी प्रकार पोटैसियम आयोडाइड का विलयन छोड़ने पर लेड आयोडाइड, PbI_2 , का पीला अवक्षेप मिलता है।



सीस लवणों के विलयन में हलका सल्फ्यूरिक एसिड (और एल्कोहल) छोड़ने पर सीस सल्फेट का सफेद अवक्षेप आवेगा।



सीस लवणों के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित करने पर लेड सल्फाइड का काला अवक्षेप आता है—

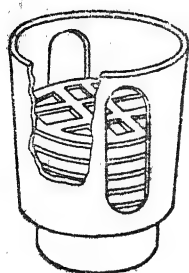


सीस कार्बोनेट, PbCO_3 , या सफेदा (White lead), $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ —यह कहा जा चुका है कि सेरुसाइट (cerussite) अयस्क लेड कार्बोनेट है। पेंटों के काम में इसका बड़ा उपयोग है, सभी रंग के पेंटों में मुख्य यही है, जिसमें अन्य रंग मिलाये जाते हैं। यह लकड़ी और धातु के ऊपर चिपट कर बैठता भी अच्छी तरह है।

व्यापारिक मात्रा में लेड कार्बोनेट तैयार करने की अनेक विधियाँ हैं। पुरानी डच विधि इस प्रकार है—नम हवा और कार्बन डिऑक्साइड की विद्यमानता में सीसा धातु पर ऐसीटिक एसिड की प्रतिक्रिया की जाती है। धीरे धीरे एसिड सीसे को खाता है। मिट्टी के बड़े पात्रों में यह प्रतिक्रिया की जाती है जिनमें अन्दर से लुक फिरा होता है। इन पात्रों में सीसे की पट्टियाँ लटकाने के लिये विधान होता है। प्रत्येक पात्र ८ "ऊँचा और ४ " चौड़ा होता है, और इसमें ३% ऐसीटिक एसिड का विलयन होता है।

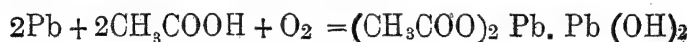
चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, गंग और सीसा ५८५

पहले नीचे बबूल की छाल बिछाते हैं (जिसका उपयोग चर्मशाला में

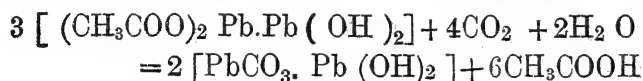


किया जाता है), इस पर मिट्टी के पात्र एक पंक्ति में रख दिये जाते हैं। इन्हें लकड़ी के तख्ते से ढँक देते हैं। ऊपर फिर छाल बिछाते हैं, फिर पात्र रखते हैं और फिर लकड़ी का तख्ता। इसी प्रकार एक पर एक पंक्ति की चिनायी करते जाते हैं जब

चित्र ८८—सफेदा बनाने के पात्र तक कि सब ढेरी १३' × १३' × २०' की न हो जाय। बबूल की छाल में जो क्रिएव होता है उससे खमीर उठता है। खमीर उठने पर गरमी पैदा होती है। इस गरमी से ऐसीटिक ऐसिड की भापें उठती हैं। ये भापें आक्सीजन के योग से सीसे को खा जाती हैं, और भास्मिक लेड ऐसीटेट बनता है—



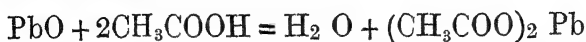
खमीर उठने में जो कार्बन डिऑक्साइड बनता है, वह इस भास्मिक लेड ऐसीटेट को भास्मिक लेड कार्बोनेट में परिणत कर देता है—



प्रतिक्रिया में बना हुआ ऐसीटिक ऐसिड फिर आगे प्रतिक्रिया करता है। इस प्रकार सीसे के पत्र “सफेदा” में परिणत हो जाते हैं।

कार्टर विधि—इस विधि में ऊपर वाली प्रतिक्रिया ही लकड़ी के पीपों में (१० फुट लंबे और ६ फुट व्यास के) की जाती है। ये पीपें अपने क्षैतिजान्न पर धीरे धीरे घूमते रहते हैं। पिघला हुआ सीसा संकुचित वायु या अस्तित्व भाप द्वारा रज के रूप में उड़ कर इन पीपों में पहुँचता है। एक ओर से सीसे की इस रज का संपर्क ऐसीटिक ऐसिड के हलके विलयन की स्पीसी (spray) से होता है। यहीं पर हवा और कार्बन डिऑक्साइड से भी योग होता है। बाहर से गरमी पहुँचाने की आवश्यकता नहीं होती क्योंकि प्रतिक्रिया में स्वयं गरमी पैदा होती है और तापक्रम बराबर ४०° के निकट बना रहता है।

सीस ऐसीटेट, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ —यह सीसे का मुख्य लवण है। स्वाद में मीठा होने के कारण इसे सीस-शर्करा भी कहते हैं। यह लेड ऑक्साइड या कार्बोनेट को गरम हलके ऐसीटिक एसिड में घोल कर बनाया जाता है।

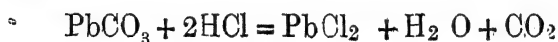


विलयन को उड़ा कर सुखा लिया जाता है, और लेड ऐसीटेट के मणिभ मिल जाते हैं। यह श्वेत मणिभ पदार्थ है। पानी में काफी घुलता है, और इसका आयनीकरण कम होता है, इसीलिये लेड सल्फेट के अवक्षेप को अमोनियम ऐसीटेट में घोला जा सकता है।

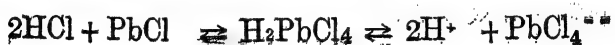
लेड ऐसीटेट के विलयन में मुर्दासंख, PbO , कुछ घोला जा सकता है। ऐसा करने पर जो विलयन मिलता है, उसे गौलार्ड-एक्सट्रेक्ट (Goulard's extract) कहते हैं। दवाइयों में इसके रक्तजन का उपयोग है। यह भास्मिक लेड ऐसीटेट, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$, है। जलने पर जो वण पड़ जाते हैं, उन पर लेड ऐसीटेट का विलयन लगाने से लाभ होता है। भास्मिक लेड ऐसीटेट दूसरा $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 2\text{Pb}(\text{OH})_2$ है।

रेड लेड, Pb_3O_4 , को गरम हैम ऐसीटिक एसिड में घोलने पर लेड चतुः ऐसीटेट, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_4$, बनता है, जिसके सुई के से सफेद मणिभ होते हैं।

सीस क्लोराइड, PbCl_2 —यह प्रकृति में भी पाया जाता है। लेड ऑक्साइड या कार्बोनेट पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से आसानी से बन सकता है—



यह श्वेत मणिभीय पदार्थ है। १०० भाग ठंडे पानी में १ भाग घुलता है। पर गरम पानी में १०० भाग में ३ भाग घुल जाता है। गरम पानी में यदि विलयन बना कर ठंडा किया जाय तो चमकती सुइयों के से मणिभ मिलेंगे। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में पानी की अपेक्षा यह और कम विलेय है। पर फिर भी संकीर्ण आयन बनाने के कारण यह शीघ्र घुल जाता है। हाइड्रोक्लोरोप्रुम्बस एसिड बनता है।



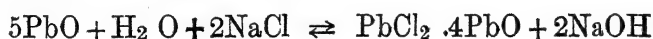
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५८७

इसी कारण लेड सल्फाइड भी गरम सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाता है—



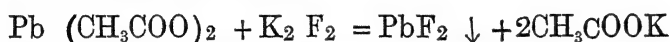
लेड क्लोराइड के बहुत से भास्मिक लवण भी बनते हैं जैसे—

(१) लिथार्ज और नमक के योग से (विलयनों को उबालने पर)
 $\text{Pb Cl}_2 \cdot 4\text{PbO}$. (टर्नर येलो)—

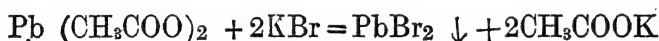


(२) लिथार्ज और अमोनियम क्लोराइड को गरम करके $\text{Pb Cl}_2 \cdot 7\text{PbO}$ —(कैसेल येलो) ।

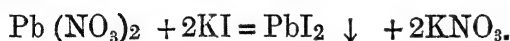
सीस फ्लोराइड, PbF_2 —यह पोटैसियम फ्लोराइड और लेड ऐसीटेट की विनिमय प्रतिक्रिया से बनता है—



सीस ब्रोमाइड, Pb Br_2 —यह लेड ऐसीटेट और पोटैसियम ब्रोमाइड की प्रतिक्रिया से बनता है—



सीस आयोडाइड, PbI_2 —यह लेड लवण और पोटैसियम आयोडाइड की अवक्षेपण प्रतिक्रिया से बनता है—



यह सुनहरा मणिभीय पदार्थ है। ठंडे पानी में बहुत कम विलेय (१००० में १) पर उबलते पानी में कुछ अधिक विलेय है। विलयन नीरंग होता है।

सीस आयोडाइड पोटैसियम आयोडाइड के आधिक्य में घुल जाता है और $\text{PbI}_2 \cdot 2\text{KI}$ यौगिक बनता है। विलयन गरम करने पर फिर अवक्षेप आ जाता है। धूप में रखने पर सीस आयोडाइड विभाजित हो जाता है, और आयोडीन निकलता है।

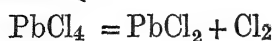
सीस क्लोरेट, $\text{Pb} (\text{ClO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ —यह लिथार्ज और क्लोरिक एसिड के योग से बनता है—



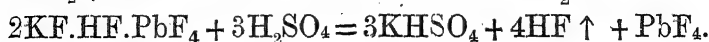
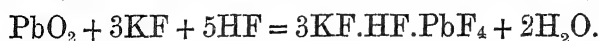
क्लोरो-प्लम्बेट—यदि ठंडे सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में लेड द्विऑक्साइड घोला जाय और क्लोरीन प्रवाहित की जाय, तो गहरे भूरे रंग का विलम्बन मिलता है। यह हाइड्रोक्लोरो-प्लम्बिक एसिड, $H_2 Pb Cl_6$, का है।

इसमें यदि अमोनियम क्लोराइड छोड़ा जाय तो पीला अवक्षेप अमोनियम क्लोरोप्लम्बेट, $(NH_4)_2 Pb Cl_6$, का आता है।

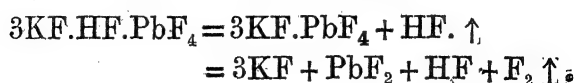
इसमें यदि ठंडा सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ा जाय, तो पहले तो हाइड्रोक्लोरो-प्लम्बिक एसिड मुक्त होता है, पर फिर यह विभाजित होकर पीला द्रव देता है जो प्लम्बिक क्लोराइड, या लेड चतुःक्लोराइड, $Pb Cl_4$, का है। इसका घनत्व ३.१८ है, द्रवणांक- 18° है। गरम करने पर यह क्लोरीन निकालता है—



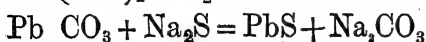
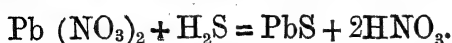
सीस चतुःक्लोराइड, PbF_4 —यदि सीस द्विऑक्साइड को पोटैसियम फ्लोराइड के साथ गलाया जाय, और फिर इसे हाइड्रोफ्लोरिक एसिड में घोला जाय तो एक लवण $3KF.HF.PbF_4$ मिलता है। इसके ऊपर सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से सीस चतुःफ्लोराइड, PbF_4 , मिलेगा।



यह उल्लेखनीय बात है कि $3KF.HF.PbF_4$ लवण गरम करने पर पहले हाइड्रोफ्लोरिक एसिड देता है; और बाद को फ्लोरीन—



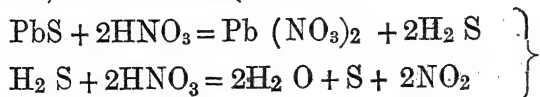
सीस सल्फाइड, PbS —यह प्रकृति में गेलीना के रूप में पाया जाता है। सीसे के किसी लवण पर हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित करने पर काला लेड सल्फाइड प्राप्त होता है, और इसी प्रकार लेड कार्बोनेट और सोडियम सल्फाइड के योग से भी।



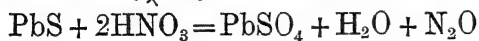
सीसा जब गन्धक की वाष्पों में जलता है। तब भी लेड सल्फाइड बनता है। यह काले रंग का होता है और पानी में अविलेय है। इसका विलेयता गुणनफल, $[Pb^{++}][S^{--}] = 4.2 \times 10^{-28}$ है।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५८९

हलके नाइट्रिक एसिड के साथ गरम करने पर यह लेड नाइट्रेट देता है जो विलेय है, और गन्धक पृथक् हो जाता है।



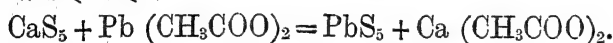
पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से यह लेड सल्फेट बन जाता है।



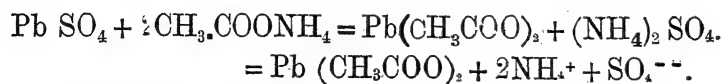
लेड सल्फाइड का द्रवणांक 1112° है, और इसका ऊर्ध्वपात बहुत ऊँचे तापक्रम पर होता है।

लेड लवण सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड की विद्यमानता में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर आरम्भ में पीला या लाल अवक्षेप भी देते हैं। यह अवक्षेप $\text{PbS} \cdot \text{PbCl}_2$ का है। बाद को देर तक प्रवाहित करने पर काला अवक्षेप PbS का मिलता है।

सीस पंचसल्फाइड, PbS_5 —सीसे के लवण के विलयन में 0° पर कैल्सियम पंचसल्फाइड का विलयन छोड़ने पर इसका लाल सा अवक्षेप प्राप्त होता है।



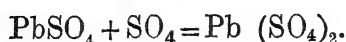
सीस सल्फेट, PbSO_4 —यह कहा जा चुका है कि लेड सल्फाइड (गेलीना) के जारण पर लेड सल्फेट बनता है। अवक्षिप्त लेड सल्फाइड और सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से भी बनता है। यदि सीसे के विलेय लवण के विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड (और कुछ एल्कोहल भी) छोड़ा जाय, तो लेड सल्फेट का सफेद अवक्षेप आवेगा। लेड सल्फेट प्रसिद्ध अविलेय पदार्थों में से है। (12000 भाग पानी में 1 भाग)। इसका विलेयता-गुणनफल, $[\text{Pb}^{++}][\text{SO}_4^{--}]$, 1×10^{-8} है। लेड सल्फेट गरम अमोनियम ऐसीटेट में घुल जाता है क्योंकि प्रतिक्रिया में बना लेड ऐसीटेट का आयनीकरण बहुत कम होता है—



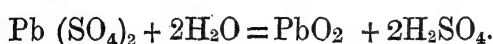
प्रकृति में लेड सल्फेट एंग्लेसाइट (anglesite) अयस्क में मिलता है।

अमोनिया के साथ यह भास्मिक सल्फेट $\text{PbO} \cdot \text{PbSO}_4$ (अथवा $2\text{PbO} \cdot \text{SO}_3$) देता है। $\text{PbSO}_4 \cdot 3\text{PbO}$ भी पाया गया है।

प्लम्बिक सल्फेट, $Pb(SO_4)_2$ —लेड चतुःक्लोराइड की जाति का प्लम्बिक सल्फेट संचायक सेलों में बनता पाया गया है, जैसा कि पहले कहा जा चुका है—

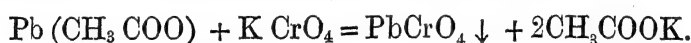


यह पानी के संपर्क से विभाजित हो जाता है और लेड परोक्साइड बनता है—



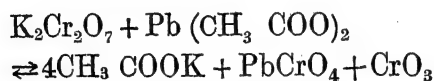
यदि रन्ध्रमय पात्र में सीसे का एनोड लेकर 30° के नीचे सल्फ्यूरिक एसिड का विद्युत् विच्छेदन किया जाय तो हरित-पीत रंग का पदार्थ मिलता है जो संभवतः प्लम्बिक सल्फेट ही है।

सीस क्रोमेट, $PbCrO_4$ —यह कहा जा चुका है कि पोटैसियम क्रोमेट के शिथिल विलयन में लेड ऐसीटेट का विलयन छोड़ा जाय तो लेड क्रोमेट का पीला अवक्षेप मिलता है। यह ऐसीटिक एसिड और हल्के नाइट्रिक एसिड में नहीं घुलता, पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड में घुल जाता है—



लेड सल्फेट और अमोनियम ऐसीटेट के योग से जो विलयन मिलता है, उसमें भी यदि पोटैसियम क्रोमेट का विलयन छोड़ा जाय तो लेड क्रोमेट का पीला अवक्षेप मिलेगा, क्योंकि लेड क्रोमेट की विलेयता सभी सीस लवणों की अपेक्षा कम है। विलेयता गुणनफल, $[Pb^{++}][CrO_4^{--}] = 1.5 \times 10^{-14}$.

पीले सीस क्रोमेट को हल्के क्षार विलयन के साथ उबाला जाय तो नारंगी या लाल रंग का पदार्थ मिलता है, जो संभवतः भास्मिक लेड क्रोमेट का है। यदि पोटैसियम द्विक्रोमेट के विलयन में लेड लवण का विलयन छोड़ें तो लेड द्विक्रोमेट नहीं, बल्कि लेड क्रोमेट का ही अवक्षेप मिलेगा—



सीस क्रोमेट, $PbCrO_4$, सान्द्र कार्बोनेट सोडा के विलयन में घुल कर पीला द्रव देता है। प्रतिक्रिया में सोडियम प्लम्बाइड बनता है—



चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५९१

अन्य पदार्थों के साथ लेड क्रोमेट का प्रयोग पेंटों में है।

सीस फॉस्फेट, $Pb_3(PO_4)_2$ और $Pb P_2 O_7$ —लेड नाइट्रेट या ऐसीटेट के विलयन में सोडियम फॉस्फेट या पायरोफॉस्फेट छोड़ने पर इन फॉस्फेटों का सफेद अवक्षेप आता है। इनमें दोनों में से ऑर्थोफॉस्फेट, $Pb_3(PO_4)_2$, उबलते फॉस्फोरिक एसिड में विलेय है, और विलयन में से सीस एसिड फॉस्फेट, $Pb H_2 PO_4$, के मणिम मिलते हैं।

सीस बोरेट, (७० प्रतिशत PbO)—यह लेड लवण और सुहागे के योग से बनता है। सफेद पदार्थ है और “शोषक” (drier) के रूप में पेंटों में काम आता है। सीस सिलिकेट और सीस बोरोसिलिकेट (जिसका उपयोग लेन्स बनाने में होता है) भी ज्ञात हैं।

जर्मेनियम, Ge

[Germanium]

मैंडलीफ ने आर्वत्त संविभाग में एका-सिलिकन नामक एक तत्त्व की भविष्यवाणी की थी, और उसके गुणों का उल्लेख भी किया था। सन् १८८६ में विकलर (Winkler) ने चाँदी के एक नये अयस्क आर्जिरोडाइट की परीक्षा की, पर सब परीक्षण के अनन्तर भी उसे ६४ प्रतिशत अयस्क के यौगिक तो मिले। शेष का जब सावधानी से निरीक्षण किया गया, और वायु की अनुपस्थिति में अयस्क को जब गरम किया, तो ऊर्ध्वपातन पर एक भूरा पदार्थ मिला जो पारे का सलफाइड था और इसी में एक नया तत्व भी मिला जिसका नाम जर्मेनियम रक्खा गया।

जर्मेनियम के संबन्ध में हमें बहुत ज्ञात नहीं है। इसके मुख्य अयस्क आर्जिरोडाइट, $3Ag_2S \cdot GeS_2$, (जिसमें यह ५-७ प्रतिशत है); और जर्मेनाइट (जिसमें जर्मेनियम ५ प्रतिशत है, इसमें मुख्यतः ताम्र सलफाइड है और २०% के लगभग अन्य तत्त्व भी) हैं।

विकलर ने आर्जिरोडाइट को पोटैसियम नाइट्रेट और कास्टिक पोटाश के साथ गलाया, और फिर सल्फ्यूरिक एसिड डाला। ऐसा करने पर कुछ जर्मेनियम ऑक्साइड पृथक् हुआ। शेष जर्मेनियम हाइड्रोजन सलफाइड से अवक्षिप्त किया गया। इस सलफाइड को गरम करने पर जर्मेनियम ऑक्साइड मिला।

जर्मेनियम ट्रायॉक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में रक्ततप्त करने पर जर्मेनियम धातु मिलती है। ऐल्यूमीनियम के साथ ऑक्साइड गरम करने पर भी धातु प्राप्त होती है — $4Al + 3GeO_2 = 2Al_2O_3 + Ge$ ।

जर्मेनियम भंजनशील धूसर रंग की धातु है। चाँदी के विलयन में जर्मेनियम धातु डालने पर चाँदी पृथक् हो जाती है पर निम्न धातुओं को लवणों में से यह पृथक् नहीं कर सकती — Cu, Hg, Sn, Sb या Bi। यह पारे, ऐल्यूमीनियम, मेगनीशियम, चाँदी और ताँबे के साथ मिश्रधातु बनाती है। निम्न रसों का इस पर असर नहीं होता—पानी, ५० % NaOH, सांद्र HCl, १:१ सल्फ्यूरिक एसिड। हलके नाइट्रिक एसिड के योग से पृष्ठ पर ऑक्साइड की पपड़ी जम जाती है। कॉस्टिक पोटाश के साथ धातु को गलाया जा सकता है।

जर्मेनियम के यौगिक दो श्रेणियों के हैं—जर्मेनस (संयोज्यता २) और जर्मेनिक (संयोज्यता ४)। जर्मेनिक यौगिक स्थायी हैं और जर्मेनस अस्थायी।

जर्मेनिक यौगिक—हाइड्रोजन के योग से जर्मेनियम धातु हाइड्राइड, GeH_4 , देती है। मेगनीशियम जर्मेनाइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से ये हाइड्राइड आसानी से बनते हैं। GeH_4 नीरंग गैस है (द्रवणांक— 165° , कथनांक 160°); द्विजर्मेन, Ge_2H_6 , द्रव है (कथनांक 26° , द्रवणांक— 109°); त्रिजर्मेन, Ge_3H_8 , द्रव है (कथनांक 110.5° , द्रवणांक— 105.6°)।

जर्मेनिक ऑक्साइड, GeO_2 , जर्मेनियम और ऑक्सीजन के योग से बनता है, अथवा GeS के जारण से। यह श्वेत भारी चूर्ण है। यह अम्लों में कुछ कठिनता से घुलता है (जैसे SnO_2) और जर्मेनिक लवण देता है। लौहों में घुल कर जर्मेनेट देता है। जर्मेनियम चतुःहाइड्रोक्साइड, $Ge(OH)_4$ नहीं ज्ञात है।

ऑक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से जर्मेनिक फ्लोराइड, GeF_4 , मिलता है। जर्मेनियम धातु को क्लोरीन में जलाने पर जर्मेनिक क्लोराइड मिलता है। इसी प्रकार धातु और ब्रोमीन एवं आयोडीन के योग से ब्रोमाइड, $GeBr_4$, और आयोडाइड, GeI_4 , भी बनते हैं। जर्मेनिक लवण के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करके जर्मेनिक सल्फाइड, GeS_2 , बनता है। यह श्वेत पदार्थ है।

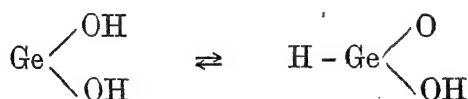
चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५९३

जर्मेनियम के अनेक कार्बनिक यौगिक भी ज्ञात हैं—जैसे $\text{Ge}(\text{CH}_3)_4$ जो ग्रिगनार्ड यौगिक $\text{Mg CH}_3 \text{ Br}$ और Ge Cl_4 के योग से बनता है (द्रवणांक— -77°) ।

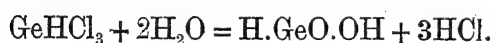
जर्मेनिक नाइट्राइड, $\text{Ge}_3 \text{ N}_4$, भी ज्ञात है ।

जर्मेनस यौगिक—जर्मेनिक ऑक्साइड, GeO_2 , को KOH में घोल कर, फिर हाइड्रोक्लोरिक और हाइपोफॉस्फोरस अम्लों के योग से हाइड्रस जर्मेनियम एकौक्साइड, GeO , बनता है । यह काला पदार्थ है जो हाइड्रोक्लोरिक या सल्फ्यूरिक एसिडों में नहीं घुलता । धूमवान नाइट्रिक एसिड से उपचित हो जाता है ।

जर्मेनस क्लोराइड, Ge Cl_2 , के विलयन में क्षार का विलयन डालने पर जर्मेनस हाइड्रौक्साइड का पीला अवक्षेप आता है । यह क्षार के आधिक्य में विलेय है । हाइड्रौक्साइड गरम करने पर लाल हो जाता है । निम्न परिवर्तन होता है ।



यह जर्मेनस एसिड, HGeOOH , फॉर्मिक एसिड के समान है । जैसे क्लोरोफॉर्म के उदविच्छेदन से फॉर्मिक एसिड मिलता है, उसी प्रकार जर्मेनियम क्लोरोफॉर्म के उदविच्छेदन से जर्मेनस एसिड—



जर्मेनिक सल्फाइड GeS_2 , को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर जर्मेनस सल्फाइड, GeS , मिलता है । इसी प्रकार जर्मेनस क्लोराइड के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर इस सल्फाइड का काला लाल चूर्ण मिलता है । यह सल्फाइड हाइड्रोक्लोरिक एसिड में आसानी से घुल जाता है ।

जर्मेनियम धातु और जर्मेनिक क्लोराइड, GeCl_4 , के मिश्रण को गरम करने पर जर्मेनस क्लोराइड, GeCl_2 , बनता है । यह पीला पदार्थ है । K GeF_6 के हाइड्रोजन द्वारा अपचयन से जर्मेनस फ्लोराइड, GeF_2 , मिलता है । इसके सफेद जलग्राही मणिम होते हैं ।

टाइटेनियम, Ti

[Titanium]

सन् १७८६ में ग्रीगर (Gregor) ने इलमेनाइट (ilmenite) अयस्क से एक नयी धातु प्राप्त की। १७९७ में क्लेप्रॉथ (Klaproth) ने इसका नाम टाइटेनियम रक्खा। टाइटेनियम के अयस्क कम ही पाये जाते हैं, पर भूमंडल की मिट्टी में यह ०.६३ प्रतिशत तक सर्वत्र पाया जाता है। रूटाइल, (rutile) अयस्क में यह द्विऑक्साइड, TiO_2 , के रूप में है। अन्य अयस्क इलमेनाइट, $FeTiO_3$, टाइटेनाइट (titanite), $CaO \cdot TiO_2 \cdot SiO_2$ आदि हैं। लगभग सभी टाइटेनियम इलमेनाइट से ही निकाला जाता है। ट्रावनकोर की काली बालू में इलमेनाइट काफी है। यहाँ से अधिकांश यह बाहर भेजा जाता है। इससे टाइटेनियम द्विऑक्साइड तैयार किया जाता है जिसका व्यवहार पेन्टों में होता है। सन् १९३७ में भारतवर्ष में लगभग गौने दो लाख टन इलमेनाइट का व्यापार हुआ।

इलमेनाइट या रूटाइल अयस्क को क्षारों के साथ या पोटैशियम हाइड्रोजन सल्फेट के साथ गलाते हैं, फिर अम्ल के प्रयोग से टाइटेनिक एसिड या TiO अवक्षिप्त कर लेते हैं। टाइटेनियम ऑक्साइड से धातु प्राप्त करना बड़ा कठिन है क्योंकि इसका द्रवणांक बहुत ऊँचा है। इसे कार्बन के साथ गरम करके धातु मिलती है। तप्त टाइटेनियम चतुःक्लोराइड पर

हाइड्रोजन के प्रवाह से भी धातु मिलती है। इन सब विधियों से चूर्ण रूप में ही टाइटेनियम मिलता है, यह श्याम-धूसर रंग का है। यह चुम्बकीय भी है, यह हवा में स्थायी है, पर 610° पर ऑक्सीजन में जलने लगता है और TiO बनता है। 1000° पर नाइट्रोजन में जल कर नाइट्राइड TiN देता है। 3000° के ऊपर यह भाप को भी विभाजित कर देता है। क्लोरिन में 3500° पर जल कर क्लोराइड देता है, और कुछ कम तापक्रम पर ब्रोमीन और आयोडीन से भी संयुक्त हो जाता है। यह लगभग सभी प्रसिद्ध धातुओं के साथ मिश्रधातु देता है।

टाइटेनियम के यौगिक चार श्रेणियों के हैं, जिनमें इसकी संयोज्यता

२, ३ और ४ है—

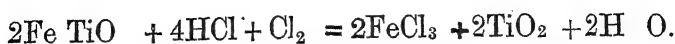
ऑक्साइड	हाइड्रॉक्साइड	मुख्य लवण	नाम	विशेषता
TiO	Ti (OH) ₂	TiCl ₂ , TiS, TiSO ₄	द्विक्लोराइड, एक-सलफाइड इत्यादि	शीघ्र उपचित होते हैं। महत्वहीन हैं।
Ti ₂ O ₃	Ti ₂ O ₃ (H O) _x	TiCl ₃ , Ti S, Ti ₂ (SO ₄) ₃	टाइटेनस क्लो- राइड, सेसक्वि- सलफाइड आदि	शीघ्र उपचित होते हैं, और उद्विच्छेदित भी।
TiO ₂	Ti(OH) ₄	TiCl ₄ , TiS	टाइटेनिक क्लो- राइड, द्वि- सलफाइड	कुछ लवण संकीर्ण यौगिक बनाते हैं।
—	—	Na TiO FeTiO ₃	टाइटेनेट	स्थायी यौगिक हैं, संकीर्ण टाइटेनेट देते हैं।

टाइटेनियम हाइड्राइड, TiH₄—हलके सलफ्यूरिक एसिड के विद्युत् विच्छेदन द्वारा मिलता है, यदि कैथोड टाइटेनियम का हो। यह नीरंग गैस है।

टाइटेनियम एकॉक्साइड, TiO—यह द्विऑक्साइड को कार्बन या जस्ता या मैगनीशियम के साथ अपचयन करने पर बनता है— $2\text{TiO}_2 + \text{Mg} = \text{MgTiO}_3 + \text{TiO}$

टाइटेनियम सेसक्विऑक्साइड, Ti₂O₃—यह द्विऑक्साइड, TiO₂, को हाइड्रोजन से अपचित करने पर बनता है। इसके लाल मणिम आकृति में हेमेटाइट, Fe₂O₃, से मिलते जुलते हैं।

टाइटेनियम द्विऑक्साइड, TiO—यह इलमेनाइट को क्लोरीन और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के प्रवाह में तपाने पर मिलता है—



इसका घनत्व ३.८६ से ४.२५ तक बदलता रहता है।

ऑर्थोटाइटैनिक ऐसिड, $\text{Ti}(\text{OH})_4$ — टाइटेनेट को हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोल कर, फिर विलयन में चार डालने पर यह मिलता है। गरम करने पर दहकता है और TiO देता है।

मेटाटाइटैनिक ऐसिड, $\text{TiO}(\text{OH})$ — ऑर्थो-ऐसिड को गरम करने पर बनता है। नाइट्रिक ऐसिड और टाइटेनियम धातु के योग से भी मिलता है। गरम करने पर बिना दहके ही TiO देता है।

फ्लोराइड— टाइटेनियम धातु फ्लोरीन के योग से TiF_3 और TiF देती है। K_2TiF_6 के हाइड्रोजन द्वारा अपचित होने पर भी TiF बनता है। TiF_4 टाइटेनियम और शुष्क हाइड्रोजन फ्लोराइड की प्रतिक्रिया से बनता है, अथवा $\text{TiCl}_4 + 4\text{HF} \rightarrow \text{TiF}_4 + 4\text{HCl}$ प्रतिक्रिया द्वारा भी।

क्लोराइड— TiCl_2 , TiCl_3 और TiCl_4 ज्ञात हैं। क्लोरीन या क्लोरोफॉर्म टाइटेनियम पर प्रवाहित करने से TiCl_4 बनता है। यह नीरंग द्रव है (द्रवणांक -23° , कथनांक 136°)। इसके अपचयन से (हाइड्रोजन द्वारा) टाइटेनस क्लोराइड, TiCl , बनता है, इसके बैजनी मणिम $\text{TiCl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ होते हैं जो पानी में घुल कर लाल बैजनी रंग देते हैं। इसे गरम करने पर द्विक्लोराइड, TiCl_2 , बनता है जो काला चूर्ण है।

सलफाइड, TiS , Ti_2S_3 और TiS_2 ज्ञात हैं। द्विऑक्साइड, TiO_2 और कार्बन द्विसलफाइड के योग से TiS_2 बनता है। यह ऐसिडों में कठिनता से घुलता है, पर कास्टिक पोटाश के साथ उबालने पर टाइटेनेट देता है। इस द्विसलफाइड को हाइड्रोजन में थोड़ा गरम करने पर TiS_3 बनता है। इन दोनों सलफाइडों को हाइड्रोजन में गरम करने पर एकसलफाइड, TiS , मिलता है जो स्थायी पदार्थ है।

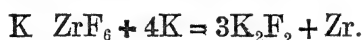
टाइटेनस सलफेट, $\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3$ — TiO_2 को सल्फ्यूरिक ऐसिड की विद्यमानता में विद्युत् द्वारा अपचयन करने पर यह मिलता है। यह चार सलफेटों के साथ फिटकरियाँ देता है। जैसे $3\text{Ti}(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{Rb SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$.

ज़रकोनियम, Zr

[Zirconium]

सन् १७८६ में क्लेप्रॉथ (Klaproth) ने लंका से प्राप्त ज़रकोन नामक अयस्क की परीक्षा करते समय ऐसे ऑक्साइड का पता लगाया जो ऐल्यूमिना से मिलता जुलता था। इस ऑक्साइड के नये तत्त्व का नाम ही ज़रकोनियम पड़ा। बर्ज़ीलियस ने सन् १८२४ में पोटेसियम फ्लोज़रकोनेट को पोटेसियम धातु के साथ गला कर ज़रकोनियम धातु तैयार की। बर्ज़ीलियस इसकी संयोज्यता ३ समझता था पर सन् १८५७ में डेविल (Deville) और ट्रूस्ट (Troost) ने सिद्ध किया कि इसकी संयोज्यता ४ है।

पृथ्वी की मिट्टी में ०.०२८% ज़रकोनियम है। इसका मुख्य अयस्क ज़रकोन, $ZrSiO_4$ (ज़रकोन ऑर्थोसिलिकेट) है। इस अयस्क को पोटेसियम ऐसिड फ्लोराइड, KHF_2 , के साथ गला कर $K_2 ZrF_6$ (पोटेसियम ज़रकोनेट) बनाते हैं, और इस प्रकार अयस्क से ज़रकोनियम पृथक् करते हैं। जैसा ऊपर कहा जा चुका है, पोटेसियम धातु के साथ इस फ्लोर-ज़रकोनेट को गला कर ज़रकोनियम धातु बनती है—



ज़रकोनियम चतुःआयोडाइड, $ZrSi_4$ को गरम करके ऐसी ज़रकोनियम धातु बनती है जिसके तार खींचे जा सकते हैं। शुद्ध ज़रकोनियम का द्रवणांक 1257° , घनत्व ६.५२, कठोरता ६.७ और परमाणु-आयतन 13.67 है। कमरे के तापक्रम पर हवा और पानी का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता। पर गरम करने पर धातु बड़ी सक्रिय हो जाती है। इसका तार ऑक्सीजन में तेज़ी से जलता है। अमोनिया के साथ गरम किये जाने पर ज़रकोनियम नाइट्राइड देता है जो बिजली का अच्छा चालक है। 1000° के नीचे यह धातु हाइड्रोजन के साथ हाइड्राइड, ZrH_2 , देती है। गरम ज़रकोनियम के साथ क्लोरीन और ब्रोमीन संयुक्त होकर $ZrCl_4$ और $ZrBr_4$ देती हैं। आयोडीन का शुद्ध धातु पर असर नहीं होता, पर अशुद्ध धातु आयोडाइड देती है। ज़रकोनियम ताँबा, निकेल, ऐल्यूमीनियम आदि के साथ मिश्रधातुयें भी बनाता है।

यौगिक—यौगिकों में ज़रकोनियम की संयोज्यता ४ है, पर अपवाद ZrH_2 , ZrO , Zr_2O_3 और ZrO में है। ज़रकोनेट भी प्रसिद्ध

से मूषा को पकड़ कर उल्टा करे, फिर सावधानी से जमीन पर इस तरह गिराए कि मूषा की नाल (tube) न टूटे। ऐसा करने पर बंग के समान आभा वाला सत्व नीचे गिरेगा। यह धातु जस्ता (zinc) है। स्वर्ण रसक का ही दूसरा नाम है।

रसों के अतिरिक्त गन्धक (sulphur), गेरू (red ochre), कमीस (green vitriol), कांक्षी (alum), ताल (orpiment), मनःशिला (realgar), अंजन और कामकुष्ठ ये आठ उप-रस हैं, जिनका व्यवहार पारे के रसायन में किया जाता है।

गन्धक तीन तरह का होता है—लाल (तोते की चाँच-सा), पीला और सफेद। कुछ लोग काले गन्धक का होना भी बताते हैं। गैरिक (गेरू) के दो भेद हैं—पापाण गैरिक, स्वर्ण गैरिक। कसीस भी दो तरह का है—बालुक कसीस (हरा), पुष्पकसीस (कुछ पीला-सा)। कांक्षी, तुवरी या फिटकरी सूरत या सौराष्ट्र में प्राप्त होती थी। इसके एक दूसरे भेद को कटकी, या फुल्लिका कहते हैं, जो कुछ पीली होती है। एक फुल्ल-तुवरी होती है जो सफेद है। हरिताल या तालक (orpiment) दो तरह का होता है—आरुध (पत्ते सा) और पिंडसंज्ञक (गोलीनुमा)। मनःशिला लोहे के जंग (किट्ट), गुड़, गुग्गुलु और धी के साथ कोष्ठि-यंत्र में गरम करने पर सत्व देता है। अंजन कई तरह के होते हैं—सौवीरांजन या सुरमा (galena or lead sulphide), रसांजन, खोतांजन, पुष्पांजन, नीलांजन। सफेद सुरमा या खोतांजन सम्भवतः आइसलैण्ड स्फार है। रसांजन आजकल रसाद के नाम से प्रसिद्ध है। कामकुष्ठ क्या है, यह कहना कठिन है। यह हिमालय के पाद-शिखर में पाया जाता था। यह नवजात हाथी की विष्टा है, ऐसा कुछ का विचार था। यह तीव्र विरेचक है।

उपरसों के अतिरिक्त कुछ अन्य साधारण रसों का भी वर्णन आता है।

कम्पिल्ल (ईंट के रंग का विरेचक), गौरोपापाण (स्फटिक, शंख और हल्दी के रंगों का), नवसार या नौसादर (sal ammoniac) जिसे चूल्का लवण भी कहते हैं, कपर्द (बराटक या कौड़ी), अग्निजार (समुद्र नमक के जरायु से निकला अज्ञात पदार्थ), गिरि सिन्दूर (rock vermillion), हिंगुल (cinnabar) जिसे दरद भी कहते हैं, मृदार शृंगक (गुजरात में और आबू पर्वत पर प्राप्त), और राजावर्त्त (lapis lazuli) ये साधारण रस हैं।

हैं। ज़रकोनियम लवण जैसे $ZrCl_4$ पानी में उदविच्छेदित होकर ज़रकोनिल (ZrO)⁺⁺ लवण देते हैं।

ज़रकोनियम हाइड्राइड, ZrH_2 —यह सोडियम या कैल्सियम के हाइड्राइडों से अधिक मिलता जुलता है, न कि कार्बन या सिलिकन के हाइड्राइडों से। यह ठोस पदार्थ है।

ज़रकोनियम ऑक्साइड, ZrO_2 —ज़रकोनियम नाइट्रेट, कार्बोनेट या हाइड्रॉक्साइड को गरम करने से मिलता है। यह अविलेय चूर्ण है। ताज़ा होने पर सभी एसिडों में घुलता है। पर ऊँचे तापक्रम पर गरम किये जाने पर केवल सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुलता है।

ज़रकोनियम नाइट्रेट में अमोनिया छोड़ने पर ज़रकोनियम हाइड्रॉक्साइड $Zr(OH)_4$ या $ZrO(OH)_2$ का श्वेत अवक्षेप आता है।

ज़रकोनियम नाइट्राइड, ZrN_2 —यह नाइट्रोजन और ज़रकोनियम अथवा अमोनिया और ज़रकोनियम के संयोग से बनता है। पोटैश के साथ गलाने पर अमोनिया देता है।

ज़रकोनियम नाइट्रेट, $Zr(NO_3)_4 \cdot 2H_2O$ —ज़रकोनियम हाइड्रॉक्साइड को नाइट्रिक एसिड में घोल कर फास्फोरस पंचौक्साइड पर सुखाने से मिलता है। यह मणिभीय स्थायी पदार्थ है। हलके विलयनों में इसका उदविच्छेदन हो जाता है।

ज़रकोनियम फ्लोराइड, ZrF_4 —ज़रकोनियम ऑक्साइड, ZrO_2 , को अमोनियम फ्लोराइड के साथ गरम करने पर बनता है। ज़रकोनियम क्लोराइड और हाइड्रोजन फ्लोराइड के योग से भी बनता है। अधिकतर यह द्विगुण फ्लोराइड के रूप में, जैसे $ZrOF_2 \cdot 2HF \cdot 2H_2O$ पाया जाता है। इसके विलयन में पोटैसियम फ्लोराइड काफी छोड़ने पर फ्लोज़रकोनेट, K_2ZrF_6 , का मणिभीय अवक्षेप आता है।

ज़रकोनियम क्लोराइड, $ZrCl_4$ —ज़रकोनियम ऑक्साइड को 600° तक क्लोरीन और कार्बन चतुःक्लोराइड के प्रवाह में गरम करने पर यह मिलता है। ज़रकोनियम कार्बाइड और क्लोरीन के योग से भी 300° पर मिलता है। यह धूम्रवान पदार्थ है। पानी के योग से ज़रकोनियम ऑक्सिक्लोराइड, $ZrOCl_2$, देता है। यह मणिभीय श्वेत स्थायी पदार्थ है।

ज़रकोनियम आयोडाइड, ZrI_4 —ज़रकोनियम धातु को आयोडीन

के साथ शून्य नली में 400° - 500° पर गरम करने पर मिलता है। तन्य ज़रकोनियम धातु बनाने में काम आता है।

ज़रकोनियम कार्बाइड, ZrC —ऊँचे तापक्रम पर ज़रकोनियम और कार्बन के योग से बनता है। यह धूसर रंग का अति कठोर मणिभीय पदार्थ है। पानी का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता।

भासिक ज़रकोनियम कार्बोनेट, $ZrCO_3 \cdot ZrO_2 \cdot 8H_2O$ —यह ज़रकोनियम लवण के विलयन में सोडियम कार्बोनेट छोड़ने पर बनता है। सामान्य ज़रकोनियम कार्बोनेट नहीं बनाया गया है।

ज़रकोनियम सल्फाइड, ZrS_2 —रक्तत ज़रकोनिया पर कार्बन द्विसल्फाइड के प्रभाव से बनता है। इसके धूसर रंग के मणिभ होते हैं।

ज़रकोनियम सल्फेट, $Zr(SO_4)_2$ —ज़रकोनिया को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के आधिक्य के साथ गरम करने पर यह मिलता है। यह कई हाइड्रेट पानी के योग से देता है।

हैफनियम, Hf

[Hafnium]

आवर्त संविभाग के ७२ वें तत्त्व का स्थान बहुत दिनों से खाली था। १९०७ में उर्बा (Urbain) ने यिट्रियम नाइट्रेट के आंशिक मणिभीकरण के अनन्तर दुष्प्राप्य पार्थिव वंश के एक तत्त्व का पता लगाया जिसका नाम लुटेशियम रखा। इसी प्रयास में उसने ७२ वें तत्त्व का नाम सेल्टियम रखा। पर बाद को बोर (Bohr) के सिद्धान्त के आधार पर स्पष्ट हो गया कि ७२ वां तत्त्व दुष्प्राप्य पार्थिवों के वंश का नहीं है। यह चौथे समूह का तत्त्व है। कॉस्टर (Coster) और हेवेसी (Hevesy) ने ज़रकोनियम त्रयस्क का एक्स-रेक्षण किया और उनमें उसे जिस तत्त्व का पता चला उसका नाम हैफनियम रखा गया।

प्रत्येक ज़रकोनियम त्रयस्क में कुछ न कुछ हैफनियम विद्यमान है। ज़रकोन त्रयस्क इसके मुख्य स्रोत हैं। सिरटोलाइट त्रयस्क में ५.५% HfO_2 है। ज़रकोनियम और हैफनियम मिलते जुलते तत्त्व हैं, अतः जिन विधियों से ज़रकोनियम प्राप्त किया जाता है, उन्हीं से हैफनियम भी। दोनों को आंशिक अवक्षेपण द्वारा पृथक् करते हैं। उदाहरणतः, दोनों के मिश्रित नाइट्रेटों को फॉस्फेटों में परिणत करते हैं। हैफनियम फॉस्फेट ज़रकोनियम

फॉस्फेट से कुछ कम विलेय है। इस तरह दोनों पृथक् होते हैं। दोनों के क्लोराइड, RCl_4 या $2\text{RCl}_4 \cdot \text{PCl}_5$ आंशिक स्वर्ण पर भी पृथक् होते हैं।

H_2HfF_6 या HfCl_4 को सोडियम धातु के साथ गरम करने पर हैफनियम धातु मिलती है। HfO_2 को कैल्सियम या मैग्नीशियम के साथ गरम करके भी यह धातु तैयार की जाती है। इसका द्रवणांक 2400°K , घनत्व १३.३१, परमाणुभार १७८.६, और परमाणु आयतन १३.४२ है। हैफनियम चमकदार धातु है, और धातु के सभी गुण इसमें हैं। यह ज़रकोनियम से अधिक भास्मिक है, पर थोरियम से कम।

यौगिक—इसके यौगिक ज़रकोनियम के यौगिकों से मिलते जुलते हैं। सभी यौगिकों में इसकी संयोज्यता ४ है। हैफनियम नाइट्रेट या हाइड्रॉक्साइड को गरम करके हैफनियम ऑक्साइड, HfO_2 , बनता है। हैफनियम लवण के विलयन में अमोनिया या कास्टिक सोडा का विलयन डालने पर हैफनियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Hf}(\text{OH})_4$, का अवक्षेप आता है। यह श्लेष (लुआबदार) है। हैफनियम ऑक्साइड को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में घोलने पर हैफनियम सल्फेट, $\text{Hf}(\text{SO}_4)_3$, बनता है। यदि हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के विलयन में हैफनियम ऑक्साइड, HfO_2 , घोला जाय तो हैफनियम फ्लोराइड, $\text{HfF}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, बनता है। इसके विलयन में पोटैशियम या अमोनियम फ्लोराइड डालने पर द्विगुण फ्लोराइड, K_2HfF_7 , और $(\text{NH}_4)_2\text{HfF}_6$ बनते हैं। यह फ्लोराइड ज़रकोनियम के लवणों से मिलते जुलते हैं।

हैफनियम ऑक्साइड और कार्बन के मिश्रण पर क्लोरीन या सल्फर एक क्लोराइड प्रवाहित करने पर हैफनियम क्लोराइड, HfCl_4 , बनता है। इसका पानी के संपर्क से उद्विच्छेदन होने पर ऑक्सिक्लोराइड, $\text{HfOCl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, बनता है। इसी प्रकार हैफनियम ऑक्साइड, कार्बन और ब्रोमीन के योग से हैफनियम ब्रोमाइड, HfBr_4 , बनता है। यह सफेद पदार्थ है। विद्युत् भट्टी में हैफनियम ऑक्साइड और कार्बन को गरम करने पर हैफनियम कार्बाइड, HfC , बनता है। हैफनियम लवण के अम्लीय विलयन में फॉस्फोरिक एसिड डालने पर हैफनियम फॉस्फेट, $\text{Hf}(\text{HPO}_4)_2$ या $\text{HfO}_2 \cdot (\text{P}_2\text{O}_5) \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, का अवक्षेप आता है।

थोरियम, Th

सन् १८१७ में बर्जॉलियस ने गेडोलिनाइट अयस्क में एक पार्थिव पदार्थ की कल्पना की जिसका नाम उसने थोरिया रक्खा। सन् १८५१ में बर्गमेन (Bergmann) ने एक नये तत्व का नाम डोनेरियम रक्खा, और सन् १८६२ में बार (Bahr) ने एक तत्व का नाम वेसियम रक्खा। ये दोनों तत्व वही हैं जिन्हें हम थोरियम कहते हैं।

थोरियम का मुख्य अयस्क थोराइट (thorite), ThSiO_4 , है, इसमें ६०% ThO_2 है। थोरियम ट्रावनकोर के मोनेज़ाइट (monazite), बालू में भी पाया जाता है। एक और अयस्क थोरियेनाइट (thorianite), है जिसमें ८०% थोरिया है। इन अयस्कों को हाइड्रोक्लोरिक या सल्फ्यूरिक एसिड में घोलते हैं, और हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा अन्य धातुयें पृथक् अवक्षिप्त कर देते हैं। और फिर कार्बोनेट, सल्फेट या ऑक्ज़ेलेट विधियों से दुष्प्राप्य पार्थिव अलग करते हैं। विलयन में सोडियम फ्लोसिलिकेट डाल कर थोरियम फ्लोसिलिकेट पृथक् किया जा सकता है। थोरियम कार्बोनेट दुष्प्राप्य पार्थिव तत्वों के कार्बोनेट की अपेक्षा अधिक विलेय है। थोरियम ऑक्ज़ेलेट अमोनियम ऑक्ज़ेलेट के साथ द्विगुण लवण बनाता है जो विलेय है, पर पार्थिवों के ये लवण अविलेय हैं, इस प्रकार के अन्तर के आधार पर थोरियम लवण दुष्प्राप्य पार्थिवों के लवणों से पृथक् किये जा सकते हैं।

निर्जल थोरियम क्लोराइड को बन्द नली में सोडियम के साथ गरम करने पर थोरियम धातु मिलती है। अन्य विधियों से शुद्ध धातु तैयार करना कठिन हो जाता है। ताजी शुद्ध थोरियम धातु सफेद होती है, पर हवा में यह धूसर रंग की हो जाती है। थोरियम चूर्ण का घनत्व ११ है। इसका द्रवणांक संभवतः १४५०° है। आपेक्षिक ताप ०°C है। यह मृदु धातु है।

हवा में गरम करने पर थोरियम जल उठता है। यह क्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन और गन्धक में ४५०° के निकट जलता है। ६५०° के निकट यह नाइट्रोजन या हाइड्रोजन से संयुक्त होता है। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में थोरियम धातु आसानी से घुल जाती है। पर हलके अम्लों में यह बहुत धीरे घुलती है, क्षारों का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता। यह ऐल्यूमीनियम, ताँबा, निकेल आदि धातुओं के साथ मिश्रधातु बनाती है।

यौगिकों में थोरियम ज़रकोनियम के समान ४ संयोज्यता का है। बेरियम थोरेट, $BaThO_3$, यौगिक में यह अम्लीय है, पर अन्य यौगिकों में भस्मीय। इसके लवण उदविच्छेदित होकर अम्लीय विलयन देते हैं।

थोरियम के दो ऑक्साइड हैं, ThO_2 और Th_2O_7 । इनमें द्विऑक्साइड ही मुख्य है। यह थोरियम नाइट्रेट, कार्बोनेट या हाइड्रॉक्साइड को गरम करने पर बनता है। यह श्वेत चूर्ण है। थोरियम लवण के विलयन में अमोनिया और हाइड्रोजन परीक्साइड डालने पर थोरियम परीक्साइड, Th_2O_7 , बनता है। यह अस्थायी है और ऑक्सीजन देकर त्रिऑक्साइड, ThO_3 , देता है जो स्थायी ऑक्साइड है। थोरियम लवण के विलयन में अमोनिया छोड़ने पर थोरियम हाइड्रॉक्साइड, $Th(OH)_4$, का श्लेष या लुआबदार अवक्षेप आता है।

थोरियम और नाइट्रोजन के योग से थोरियम नाइट्राइड, Th_3N_4 , बनता है। यह थोरियम कार्बाइड और अमोनिया को साथ साथ गरम करने पर भी बनता है। यह श्याम-रक्त चूर्ण है, और गरम पानी के योग से अमोनिया और थोरिया देता है।

थोरियम ऑक्साइड या कार्बोनेट को हलके नाइट्रिक एसिड में घोलने पर थोरियम नाइट्रेट के मणिम, $Th(NO_3)_4 \cdot 12H_2O$, मिलते हैं। यह पिरिडिन, क्विनोलिन आदि यौगिकों के साथ संयुक्त यौगिक बनाता है।

थोरियम लवणों के विलयन में सोडियम या पोटैशियम फॉस्फेट का विलयन डालने पर कई प्रकार के थोरियम फॉस्फेट, जैसे $Th_3(PO_4)_4 \cdot 4H_2O$, $Th_3P_2O_7 \cdot 2H_2O$, आदि बनते हैं।

३५०° पर थोरियम क्लोराइड या ब्रोमाइड के ऊपर हाइड्रोजन फ्लोराइड वाष्प प्रवाहित करने पर निर्जल थोरियम फ्लोराइड, ThF_4 , बनता है जो श्वेत चूर्ण है। यह हाइड्रोजन फ्लोराइड के आधिक्य में विलेय नहीं है। यह पोटैशियम फ्लोराइड के साथ द्विगुण लवण जैसे $K_2ThF_6 \cdot 4H_2O$, बनाता है।

थोरियम ऑक्साइड को क्लोरीन या गन्धक एक-क्लोराइड के प्रवाह में गरम करने पर थोरियम क्लोराइड, $ThCl_4$, बनता है। थोरियम कार्बाइड और थोरियम के मिश्रण को क्लोरीन के प्रवाह में गरम करने पर भी बनता है। क्लोराइड के नीरस मणिम ७२०° पर ऊर्ध्वपतित होते हैं। इसके कई हाइड्रेट जैसे $ThCl \cdot 8H_2O$, या $ThCl_4 \cdot 2H_2O$ पाये

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ६०३

मये हैं। निर्जल क्लोराइड अमोनिया के साथ योगजात यौगिक भी बनाता है।

थोरियम और कार्बन को बिजली की भट्टी में गरम करने पर थोरियम कार्बाइड, ThC_2 , बनता है। थोरियम कार्बोनेट सोडियम कार्बोनेट के साथ द्विगुण कार्बोनेट, $3\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{Th}(\text{CO}_3)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, बनाता है।

थोरियम क्लोराइड और सोडियम क्लोराइड के गरम मिश्रण पर हाइड्रोजन सल्फाइड का योग करने पर थोरियम सल्फाइड, ThS_2 , बनता है। इसके मणिम भूरे होते हैं। थोरियम के एसिड सल्फेट, $\text{Th}(\text{SO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$ और भास्मिक सल्फेट, $\text{ThO}_2 \cdot \text{SO}_3$, पाये गये हैं, और थोरियम सल्फेट, $\text{Th}(\text{SO}_4)_2$, भी पाया गया है।

प्रश्न

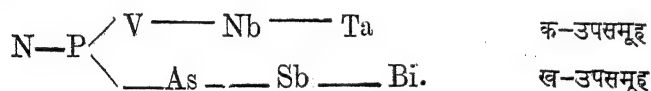
- सिलिकन यौगिकों का विवरण दो। सिलिका से ये यौगिक कैसे बनाओगे ? सिलिकन के कुछ यौगिकों की कार्बन यौगिकों से तुलना करो।
(आगरा, १९४४)
- बोरन और सिलिकन की समानतायें और भिन्नतायें बताओ।
(नागपुर, १९४२)
- बोरन और सिलिकन तत्त्वावस्था में कैसे प्राप्त करोगे ? इनके भौतिक और रासायनिक गुण बताओ।
(नागपुर, १९४५)
- कार्बन के गुणों की सिलिकन के गुणों से तुलना करो। सिलिसिक एसिड, कार्बोरेंडम, सिलिकन चतुःक्लोराइड, और हाइड्रोफ्लो-सिलिसिक एसिड कैसे बनाओगे ?
(पंजाब, १९४३)
- वंग (टिन) प्राप्त करने का मुख्य अयस्क क्या है ? इससे वंग कैसे निकालते हैं ? वंग पर (क) HCl , (ख) HNO_3 , (ग) H_2SO_4 और (घ) पानी का क्या प्रभाव पड़ता है ?
(पंजाब १९२२)
- स्टैनस क्लोराइड कैसे बनाओगे ? इससे होने वाली अपचयन प्रतिक्रियाओं का उल्लेख करो।

७. अयस्क से वंग धातु कैसे बनाते हैं ? स्टैनिक और स्टैनस हाइड्रॉक्साइड एवं क्लोराइड कैसे बनाओगे ? (दिल्ली, १९३२)
८. सीसा का धातुकर्म लिखो। साधारण सीसे में अपद्रव्य (impurity) क्या होते हैं ? इन्हें कैसे दूर करोगे ? सीसे की संचायक बैटरी में कौन सी रासायनिक प्रतिक्रियायें होती हैं ? (पंजाब, १९४४)
९. सफेदा (व्हाइट लेड) कैसे तैयार करोगे ? लेड ऐसीटेट कैसे व्यापारी मात्रा में तैयार करते हैं ?
१०. सीसे और कैल्सियम के हाइड्राइड कैसे बनाते हैं ? इनकी आर्सेनिक, एंटीमनी, नाइट्रोजन आदि अधातुओं के हाइड्राइडों से तुलना करो । (नागपुर, १९४४)

अध्याय १६

पंचम समूह के तत्त्व (१)--नाइट्रोजन

आवर्त संविभाग के पंचम समूह में मुख्यतः ८ तत्त्व हैं, जिनमें से ३ तत्त्व वैनेडियम, नायोबियम (कौलम्बियम) और टैण्डेलम तो उपसमूह-क के हैं, ३ तत्त्व आर्सेनिक, एण्टीमनी और बिसमथ उपसमूह-ख के हैं, प्रथम दो तत्त्व नाइट्रोजन और फॉस्फोरस हैं। शाखा का आरम्भ फॉस्फोरस से होता है—



वैनेडियम, नायोबियम और टैण्डेलम का विस्तृत विवरण इस पुस्तक में नहीं दिया जायगा। ये तत्त्व कम पाये जाते हैं, और इनका उपयोग भी कम है। ख-उपसमूह के तीनों तत्त्व आर्सेनिक, एण्टीमनी और बिसमथ हमारे परिचित तत्त्व हैं।

इस पंचम समूह का पहला तत्त्व नाइट्रोजन साधारण तापक्रम पर गैस है। चौथे समूह के कार्बन के अनन्तर पाँचवें, छठे और सातवें समूह के तीनों तत्त्व नाइट्रोजन, ऑक्सीजन और फ्लोरीन गैस हैं। यह आश्चर्य की बात है कि वायुमंडल में नाइट्रोजन और ऑक्सीजन साथ-साथ हैं, और आवर्त-संविभाग में ये दोनों भी पास पास पाँचवें और छठे समूह में हैं। फॉस्फोरस नरम ठोस पदार्थ है, और बहुत शीघ्र वाष्पीभूत हो सकता है। इसकी स्थिति पाँचवें समूह में ठीक वैसी ही है जैसी छठे समूह में गन्धक की। आर्सेनिक भी अधातु है, पर एण्टीमनी में उपधातुता आरंभ होती है, और बिसमथ को हम धातु मान सकते हैं। उपसमूह-क के तत्त्व वैनेडियम, टैण्डेलम आदि में भी अधातुता स्पष्ट है, फिर भी कुछ यौगिक इनकी धातुता की ओर भी संकेत करते हैं।

तत्त्वों के भौतिक गुण—निम्न सारणी में हम इस समूह के तत्त्वों के भौतिक गुण देते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	क्वथनांक	आपेक्षिक ताप
७	नाइट्रोजन	N	१४.००८	०.००१२५, १.०२७(ठोस)	-२१०°	१९५.८°	—
१५	फॉस्फोरस	P	३१.०२७	१.८३ (पीला), २.२ (लाल)	४४.१	२८०.५	०.२०२
३३	आर्सेनिक	As	७४.९१	५.७२ (काला) २.० (पीला)	८१४.५	६१५° ऊर्ध्वपातन	०.०८३
५१	एण्टीमनी	Sb	१२१.७७	६.६८४	६३०°	१४४०°	०.०५०८
८३	बिसमथ	Bi	२०६.००	९.७८	२७१	१४२०- १५६०°	०.०३०४
२३	वैनेडियम	V	५१.०	५.५	१६२०°	—	०.११५
४१	नायोबियम (कोलम्बियम)	Nb (Cb)	९२.९	८.४	१६५०°	३३००°	—
७३	टैंग्स्टलम	Ta	१८०.९	१६.६	२९९६°	५३००°	०.०३३३

इस सारणी को देखने से स्पष्ट हो जायगा कि नाइट्रोजन, और फॉस्फोरस, एवं आर्सेनिक में अधातुता है। इनके घनत्व कम हैं, और आपेक्षिक ताप भी अधिक है, पर एण्टीमनी और बिसमथ में धातु के लक्षण स्पष्ट हैं। इनके आपेक्षिक ताप कम हैं। इस सारणी की दूसरी उल्लेखनीय बात यह है कि द्रवणांक और क्वथनांक आर्सेनिक तक तो बढ़ते हैं, पर फिर क्रमशः कम हो जाते हैं। बिसमथ एण्टीमनी की अपेक्षा कम तापक्रम पर ही गलता है।

क-उपसमूह में परमाणुभार ज्यों ज्यों बढ़ता है, द्रवणांक और क्वथनांक भी क्रमशः बढ़ते जाते हैं, पर आपेक्षिक ताप कम होता जाता है।

रासायनिक गुण—पाँचवें समूह के इन तत्वों की क्रियाशीलता निम्न बातों से स्पष्ट हो जायगी—

(१) नाइट्रोजन निष्क्रिय गैस है, और शीघ्र ही अन्य तत्वों से योग में नहीं आता है। यह मुक्त अवस्था में पाया जाता है। पर फॉस्फोरस मुक्त अवस्था में नहीं मिल सकता। यह इतना क्रियाशील है, कि इसे पानी में रखना पड़ता है। नाइट्रोजन तो ऑक्सीजन के साथ हवा में अनन्त काल तक बिना संयुक्त हुये रह जाता है, पर फॉस्फोरस हवा में जल उठता है। आर्सेनिक,

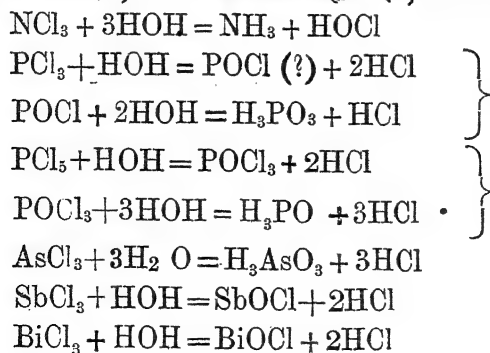
एंटीमनी और बिसमथ फॉस्फोरस के समान क्रियाशील नहीं है, फिर भी ये अन्य तत्त्वों के साथ संयुक्त हो सकते हैं। प्रकृति में मुक्तावस्था में नहीं मिलते।

(२) नाइट्रोजन धातुओं के साथ नाइट्राइड बनाता है, सिलिकन और कार्बन के साथ भी नाइट्राइड और सायनोजन देता है। फॉस्फोरस फॉस्फाइड बनाते हैं। पर नाइट्राइड फॉस्फाईडों की अपेक्षा अधिक स्थायी हैं। आर्सेनाइड और भी कम स्थायी हैं। एंटीमनी और बिसमथ तो धातुओं के साथ मिश्रधातु देते हैं।

(३) हाइड्रोजन के योग से नाइट्रोजन स्थायी अमोनिया, NH_3 , देता है। फॉस्फीन, PH_3 , और आर्सेन, AsH_3 , इसकी अपेक्षा कम स्थायी हैं, पर स्टिबीन, SbH_3 , और भी कम। बिसमथ हाइड्राइड का अस्तित्व संदिग्ध है। नाइट्रोजन और फॉस्फोरस के और भी कई हाइड्राइड बनते हैं जैसे N_2H_4 , P_2H_4 आदि।

अमोनिया पानी के साथ अमोनियम हाइड्रॉक्साइड, NH_4OH , नामक क्षार देती है। इसके यौगिक अमोनियम यौगिक कहलाते हैं जैसे NH_4Cl , पर फॉस्फीन अति निर्बल क्षार, PH_4OH , देता है जिसके कुछ फॉस्फोनियम यौगिक भी प्रसिद्ध हैं। पर दूसरे तत्त्वों के हाइड्राइड, AsH_3 और SbH_3 , अम्लों से संयुक्त होकर आर्सेनियम आदि यौगिक नहीं देते।

(४) क्लोरीन के योग से नाइट्रोजन और फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और फॉस्फोरस पंच-क्लोराइड भी $[NCl_3, PCl_3, NCl_5 (?), PCl_5]$ देते हैं। इनके ऑक्सिक्लोराइड, $NOCl, POCl, NOCl_3, POCl_3$, भी ज्ञात हैं। आर्सेनिक का क्लोराइड भी ज्ञात है पर यह कम क्रियाशील है। इसका पंचक्लोराइड नहीं बनता (AsF_5 अवश्य बना है), एंटीमनी के त्रि-और पंचक्लोराइड दोनों ज्ञात हैं। उद्विच्छेदित होने पर ऑक्सिक्लोराइड, $SbOCl$, भी देते हैं। बिसमथ के त्रिक्लोराइड, $BiCl_3$ और ऑक्सिक्लोराइड, $BiOCl$, प्रसिद्ध हैं।



नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड के उदविच्छेदन से अमोनिया मिलती है, पर अन्यो के उदविच्छेदन से फॉस्फोरस ऐसिड और आर्सेनियस ऐसिड मिलते हैं। एंटीमनी और बिसमथ के सफेद आर्बिस्कलोराइड अवक्षिप्त हो जाते हैं।

(५) नाइट्रोजन का एक सलफाइड, N_4S_4 , ज्ञात है, पर यह प्रसिद्ध नहीं है। फॉस्फोरस के कई सलफाइड, P_2S_5 , P_4S_7 और P_4S_8 , ज्ञात हैं, जिनमें पंच सलफाइड P_2S_5 , अधिक प्रसिद्ध है। आर्सेनिक के भी तीन सलफाइड, As_2S_2 (रिअल्गर), As_2S_3 (आर्पिमेंट) और As_2S_5 प्रसिद्ध हैं। ये प्रकृति में भी पाये जाते हैं और लवणों के विलयनों में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करके भी बनाये जा सकते हैं। एंटीमनी के दो सलफाइड Sb_2S_3 और Sb_2S_5 , भी आर्सेनिक के सलफाइडों के साथ अवक्षिप्त होते हैं। बिसमथ का एक ही सलफाइड, Bi_2S_3 , प्रसिद्ध है जो काले रंग का है, और हाइड्रोजन सलफाइड के योग से बनाया जा सकता है।

(६) नाइट्रोजन से नाइट्रेट, फॉस्फोरस से फॉस्फेट, आर्सेनिक से आर्सेनेट और एंटीमनी से कुछ एंटीमनेट प्रसिद्ध हैं। बिसमथ से इस प्रकार बिसमुथेट बहुत ही कम बनते हैं। बिसमथ के लवण—कार्बोनेट, सलफेट, नाइट्रेट आदि प्रसिद्ध हैं, पर अन्य तत्त्वों के ऐसे लवण नहीं बनते।

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु उपक्रम—हम यहाँ पाँचवें समूह के तत्त्वों का ऋणाणु उपक्रम देते हैं। क—उप समूह के तत्त्वों का अलग दिया जायगा और शेष का एक साथ।

N—नाइट्रोजन (७)— $1s^2. 2s^2. 2p^3$.

P—फॉस्फोरस (१५)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^3$.

As—आर्सेनिक (३३)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^3$

Sb—एंटीमनी (५१)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^4. 4d^{10}. 5s^2. 5p^3$.

Bi—बिसमथ (८३)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^4. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^4. 5d^{10}.$

$6s^2. 6p^3$.

इस उपक्रम से यह स्पष्ट है, कि इन सब तत्त्वों के बाह्यतम कक्ष में $s^2 p^3$ ऋणाणु हैं। इसलिए इनकी संयोज्यता अधिक से अधिक ५ है। कभी कभी संयोज्यता केवल p^3 ऋणाणुओं के कारण होती है, अतः संयोज्यता ३ हो जाती है। नाइट्रोजन में बाह्यतम कक्ष के पहले का कक्ष

($1s^2$) पूर्णतः संतृप्त है, और फॉस्फोरस में भी ऐसा ही है ($2s^2 \cdot 2p^4$), आर्सेनिक में भी ($3s^2 \cdot 3p^3 \cdot 3d^{10}$) संतृप्त है। पर एण्टीमनी और बिस्मथ में बाह्यतम कक्ष से पहले के कक्ष ($4s^2 \cdot 4p^4 \cdot 4d^{10}$ एण्टीमनी में, और $5s^2 \cdot 5p^3 \cdot 5d^{10}$ बिस्मथ में) संतृप्त नहीं हैं। इनमें अभी और ऋणाणु आ सकते हैं। इसी कारण एण्टीमनी और बिस्मथ के गुण फॉस्फोरस और आर्सेनिक से भिन्न हैं।

क—उपसमूह के तत्त्वों का ऋणाणु-उपक्रम निम्न प्रकार है—

V—वेनेडियम (२३)— $1s^2 \cdot 2s^2 \cdot 2p^6 \cdot 3s^2 \cdot 3p^4 \cdot 3d^3 \cdot 4s^2$.

Nb—नायोबियम (४१)— $1s^2 \cdot 2s^2 \cdot 2p^6 \cdot 3s^2 \cdot 3p^4 \cdot 3d^{10} \cdot 4s^2 \cdot 4p^4 \cdot 4d^4 \cdot 5s^2$.

Ta—टैंग्स्टेलम (७३)— $1s^2 \cdot 2s^2 \cdot 2p^6 \cdot 3s^2 \cdot 3p^4 \cdot 3d^{10} \cdot 4s^2 \cdot 4p^4 \cdot 4d^{10} \cdot 4f^{14} \cdot 5s^2 \cdot 5p^4 \cdot 5d^3 \cdot 6s^2$.

वेनेडियम और टैंग्स्टेलम के बाह्यतम कक्ष पर २ ऋणाणु s^2 स्थिति के हैं। इसी कक्ष के पूर्व वाली कक्षा पर $s^2 p^4 d^3$ स्थिति है जिसमें उपकक्ष d भी संतृप्त नहीं है। इस दृष्टि से ये तत्त्व ख समूह के तत्त्वों से भिन्न हैं। नायोबियम में थोड़ी सा भिन्नता है।

नाइट्रोजन, N

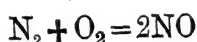
[Nitrogen]

नाइट्रोजन हवा में बहुत पाया जाता है। हवा का आयतन की दृष्टि से ७८.०६ प्रतिशत और भार की दृष्टि से ७५.५ प्रतिशत भाग नाइट्रोजन है। सन् १७७२ में रथरफोर्ड (D. Rutherford) ने हवा से ऑक्सीजन अलग कर के नाइट्रोजन पाया था। उसने हवा में फॉस्फोरस या कोयला जला कर ऑक्सीजन अलग किया। जलने पर जो गैसें बनीं उन्हें दारों के विलयनों में घोला गया। लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने यह बताया कि यह नाइट्रोजन एक तत्त्व है। वस्तुतः इस तत्त्व का नाम उसने अज़ोट (azote) रक्खा था जिसका अर्थ निर्जीवन है (अ = नहीं, ज़ोइ = जीवन)। सन् १८२३ में चैपटल (Chaptal) ने इसका नाम नाइट्रोजन दिया।

नाइट्रोजन के प्रकृति में अनेक यौगिक प्रसिद्ध हैं, जैसे नाइट्रेट (शोरा), अमोनियम यौगिक, प्रोटीन पदार्थ (वनस्पति और जन्तु जगत में)। वनस्प-

लियाँ हवा के नाइट्रोजन को सीधा नहीं ले सकती हैं। हम लोग भी हवा से सीधा नाइट्रोजन नहीं ले सकते। साँस से जो नाइट्रोजन शरीर में जाता है, वह वैसे का वैसे ही बाहर निकल आता है। हमें नाइट्रोजन वनस्पतियों से प्राप्त होता है, और वनस्पतियों को भूमि से। भूमि में नाइट्रिकारक (nitrifying) जीवाणु होते हैं। ये अमोनियम यौगिकों को जो खाद या कार्बनिक पदार्थों के सड़ने पर बनते हैं, नाइट्रेटों में परिणत करते रहते हैं। साथ ही साथ भूमि में कुछ वि-नाइट्रिकारक (denitrifying) जीवाणु भी होते हैं। ये नाइट्रोजनिक यौगिकों को विभाजित करते रहते हैं, और इनके विभाजन पर जो नाइट्रोजन बनता है, वह वायुमंडल में फिर चला जाता है। इन वि-नाइट्रिकारक जीवाणुओं के कारण भूमि के नाइट्रोजन यौगिक सदा कम होते रहते हैं। इसीलिए यह आवश्यकता पड़ती है कि बाहर से ज़मीन को खाद दी जाय, अर्थात् इस प्रकार कम हुए नाइट्रोजन की पूर्ति की जाय।

नाइट्रोजन की पूर्ति के दो उपाय हैं। (१) बरसात में जब बिजली कड़कती है, तो ऊपर की हवा का कुछ नाइट्रोजन वहीं के ऑक्सीजन से संयुक्त होकर नाइट्रिक ऑक्साइड, NO , बनाता है, और अन्य भी ऑक्साइड बनते हैं।

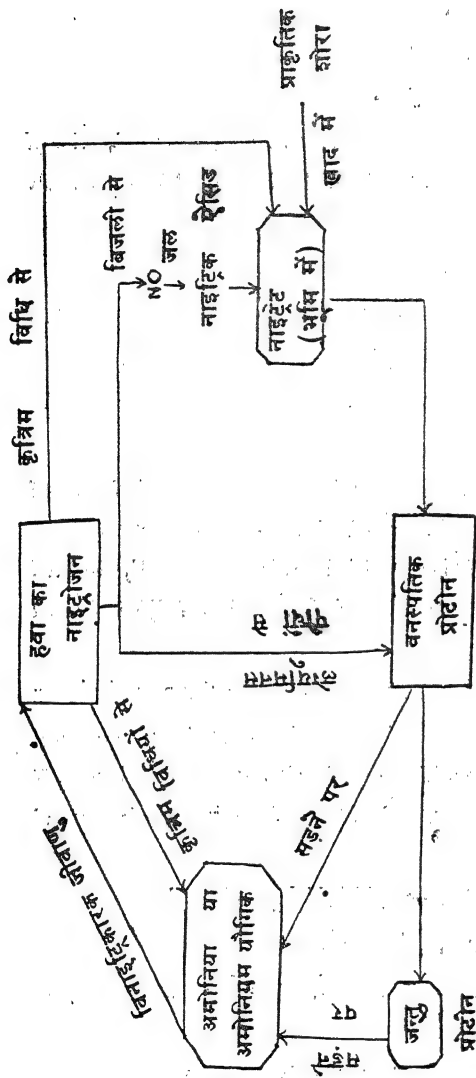


ये पानी में घुल कर जमीन पर आ जाते हैं। ज़मीन के द्वारा से मिल कर ये नाइट्रेट बनते हैं। इन नाइट्रेटों का उपयोग पौधे करते हैं।

(२) कुछ पौधे (लेगुमिनस) ऐसे भी हैं जिनकी जड़ों की गाँठों में कुछ जीवाणु ऐसे होते हैं, जो हवा से नाइट्रोजन सीधा ले सकते हैं। ये नाइट्रोजन को लेकर प्रोटीन में परिणत करते हैं, जो पौधों के काम आता है।

बहुत सा मूल्यवान नाइट्रोजन मल-मूत्र के रूप में नदी-नालों में बह कर अन्त में समुद्र में पहुँच जाता है। इस प्रकार हमारी ज़मीन हमेशा कमज़ोर होती रहती है। अतः इस बात की आवश्यकता पड़ती है, कि हम खेतों को बाहर से खाद देते रहें जिससे नाइट्रोजन के अभाव की पूर्ति होती रहे। यह खाद प्राकृतिक और कृत्रिम दो प्रकार की होती है। प्राकृतिक खाद तो गोबर, पत्ती, खून, कूड़ा-कचड़ा आदि से तैयार होती है। कृत्रिम खाद में रसायन-शाला में तैयार यौगिकों का प्रयोग किया जाता है। इनमें शोरा (NaNO_3 और KNO_3), अमोनियम लवण, सायनेमाइड आदि उल्लेखनीय हैं।

नाइट्रोजन चक्र



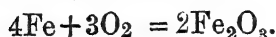
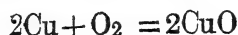
चित्र ८९—वायु से नाइट्रोजन

नाइट्रोजन बनाने की विधियाँ—(१) हवामें नाइट्रोजन के साथ ऑक्सीजन (२३:२१ भार से), और १:३% आर्गन है। थोड़ा सा कार्बन दिऑक्साइड भी रहता है। यदि पायरो-गैलोल और चार के विलयन में होकर हवा प्रवाहित करें, तो ऑक्सीजन और कार्बन दिऑक्साइड विलयन में घुल जायेंगे और नाइट्रोजन बच रहेगा। इसमें १:३% के लगभग आर्गन भी रहेगा।

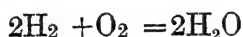
(२) हवा से नाइट्रोजन प्राप्त करने की दूसरी विधि यह है—पहले कास्टिक पोटाश के विलयन में इसे बुदबुदा कर इसका कार्बन दिऑक्साइड अलग कर लो और फिर सान्द्र सलफ्यूरिक ऐसिड में बुदबुदा कर पानी अलग कर लो। अब इसे रक्ततप्त ताँबे या लोहे के

चूर्ण पर प्रवाहित करो। ऐसा करने पर ऑक्सीजन ताँबे या लोहे से संयुक्त

होकर क्यूप्रिक या फेरिक ऑक्साइड बनावेगा, शुद्ध नाइट्रोजन बचा रहेगा (आर्गन इसमें भी रहता है) ।



(३) हवा और हाइड्रोजन के मिश्रण में आग लगा दी जाय, तो हवा का ऑक्सीजन हाइड्रोजन से संयुक्त होकर पानी बनावेगा । नाइट्रोजन शेष रह जायगा ।



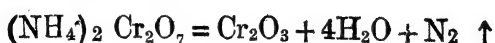
(४) बन्द बर्तन में यदि फॉस्फोरस जलाया जाय तो यह ऑक्सीजन से संयुक्त होकर फॉस्फोरस पंचोक्साइड देगा । इसका धूम पानी में बहुत विलेय है, अतः फॉस्फोरिक एसिड के रूप में इसे घोल लेने पर हवा का नाइट्रोजन शेष रह जावेगा ।

(५) यदि सम्पूर्ण हवा को द्रवीभूत किया जाय और फिर द्रव हवा का आंशिक वाष्पीकरण करें, तो ऑक्सीजन और नाइट्रोजन अलग अलग तापक्रमों पर उड़ेंगे, द्रव नाइट्रोजन का क्वथनांक— 196° है, और द्रव ऑक्सीजन का— 182.5° । इस विधि से ९९.५ प्रतिशत शुद्ध नाइट्रोजन प्राप्त किया जा सकता है ।

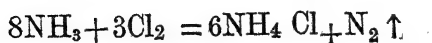
रासायनिक विधियाँ—(१) अमोनिया या अमोनियम यौगिकों के उपचयन से नाइट्रोजन प्राप्त होता है । सबसे सरल विधि तो अमोनियम क्लोराइड और सोडियम नाइट्राइट के मिश्रण को गरम करने की है । विनिमय से जो अमोनियम नाइट्राइट बनता है, वह गरम करने पर विभाजित हो जाता है—



(२) अमोनियम बिक्रोमेट को गरम करने पर ज़ोरों से प्रतिक्रिया होती है और नाइट्रोजन निकलता है—



(३) यदि क्लोरीन गैस सान्द्र अमोनिया के विलयन में होकर प्रवाहित की जाय तो नाइट्रोजन बनता है—

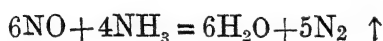


यह आवश्यक है कि अमोनिया आधिक्य में हो, नहीं तो नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड, NCl_3 , बन जावेगा।

(४) ब्लीचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण) भी अमोनिया का शीघ्र उपचयन करता है। गरम करने पर नाइट्रोजन निकलता है।

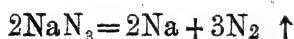


(५) शुद्ध नाइट्रोजन नाइट्रिक ऑक्साइड और अमोनिया के योग से बनता है। ताँबे और नाइट्रिक एसिड को गरम करके जो नाइट्रिक ऑक्साइड बना, उसे अमोनिया के विलयन में प्रवाहित करना चाहिये—



इस प्रकार बनी गैस को क्रमशः हलके सलफ्यूरिक एसिड में, गलाये हुये पोटाश में, सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में और अन्त में रक्ततप्त ताँबे की जाली पर प्रवाहित करके शुद्ध कर लिया जाता है।

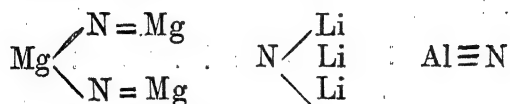
(६) सोडियम ऐज़ाइड को गरम करके भी अतिशुद्ध नाइट्रोजन बनता है—



नाइट्रोजन के गुण—यह नीरंग, निःस्वाद और निर्गन्ध गैस है। यह न तो श्वास में सहायक है, और न वस्तुओं के जलने में, पर यह विषैली नहीं है। यह चूने के पानी को भी धुंधला नहीं करती, यह पानी में बहुत ही कम विलेय है, और लिटमस पर इसका प्रभाव नहीं होता। इसका चरम तापक्रम (critical temp.)— 140.13° , और चरम दाब 33.45 वायु मंडल है। द्रव नाइट्रोजन नीरंग होता है, कथनांक— 145.1° , घनत्व 0.8082 । इसे बेगपूर्वक उड़ा देने पर ठोस नाइट्रोजन मिलता है जो बर्फ का सा होता है। इसका द्रवणांक— 212.5° । 76 mm दाब है। शुद्ध नाइट्रोजन गैस का घनत्व 1.2506 ग्राम प्रति लीटर है। वायुमंडल से प्राप्त नाइट्रोजन 0.8 प्रतिशत अधिक भारी है क्योंकि इसमें आर्गन आदि अन्य गैसों भी हैं।

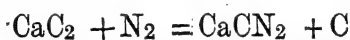
नाइट्रोजन निष्क्रिय गैस है, पर फिर भी यह ऑक्सीजन, हाइड्रोजन, बोरन, सिलिकन, टंगस्टन, टाइटेनियम, मैंगनीज, वेनेडियम, कैल्सियम,

बेरियम, मैगनीशियम और लीथियम से संयुक्त हो जाता है। यह द्वार या बेराइटा की उपस्थिति में कार्बन से संयुक्त होकर सायनाइड, जैसे NaCN , बनाता है। नाइट्रोजन और धातुओं के योग से जो यौगिक बनते हैं उन्हें नाइट्राइड कहते हैं।— AlN , Mg_3N_2 , Ca_3N_2 , Li_3N । इन यौगिकों में नाइट्रोजन की संयोज्यता +३ है—



इसमें से कुछ नाइट्राइड तो धातु को नाइट्रोजन में गरम करने पर ही बनते हैं, जैसे नाइट्रोजन में मैगनीशियम जला कर, पर कुछ अन्य विधियों से बनाये जाते हैं।

रक्ततप्त कैल्सियम कार्बाइड और नाइट्रोजन के योग से कैल्सियम सायनेमाइड, CaCN_2 , बनता है—



सक्रिय नाइट्रोजन (Active Nitrogen)—अनेक अन्वेषकों ने इस बात का निरीक्षण किया था कि यदि कम दाब पर के नाइट्रोजन में आवेश बेठन (induction coil) से विसर्ग (discharge) प्रवाहित किया जाय तो कभी कभी एक चमकदार पीली आभा दिखायी देती है। विसर्ग बन्द कर देने पर भी यह आभा कुछ देर तक बनी रहती है। सन् १८११ में स्ट्रूट (Strutt) ने इस आभा की विस्तृत गवेषणा की। उसने यह देखा कि नाइट्रोजन इस स्थिति में विशेष क्रियावान हो जाता है। साधारण नाइट्रोजन से जो प्रतिक्रियायें नहीं हो सकतीं, उनमें से अनेक इस नाइट्रोजन से होने लगती हैं। इस नाइट्रोजन का नाम सक्रिय नाइट्रोजन (active nitrogen) रखा गया है।

इसे बनाने के लिये एक लम्बी शून्य नली ली जाती है जिसमें एक गोलनुमा पात्र भी संयुक्त रहता है। यह नली आगे के सिरे पर शून्यक पम्प से भी संयुक्त रहती है। हलके दाब पर शुद्ध नाइट्रोजन इस नली में होकर प्रवाहित किया जाता है। लीडन जार बैटरी से शून्य नली में विसर्ग प्रवाहित करते हैं। जब दाब काफी कम होता है, जैसे ही नाइट्रोजन गोलनुमा पात्र में पहुँचता है, यह पीला चमकता भँवरदार बादल सा प्रतीत होता है। यह सक्रिय नाइट्रोजन है।

सक्रिय नाइट्रोजन की आयु कुछ क्षणों की ही होती है अतः इसे बेलनों में भरा नहीं जा सकता। इससे जो भी प्रतिक्रियाये करनी हों वे गोलनुमा बर्तन में हो को जानो चाहिये, जिस समय इसमें से सक्रिय नाइट्रोजन आ रहा है।

गरम करने पर सक्रिय नाइट्रोजन की आभा मिट जाती है पर द्रव वायु से ठंढा करने पर यह आभा बढ़ जाती है। कुछ लोगों की धारणा है कि यह आभा सक्रिय नाइट्रोजन के कारण नहीं बल्कि ऑक्सीजन के सूक्ष्म अंश के कारण है। यदि नाइट्रोजन को तप्त ताँबे पर प्रवाहित करके शून्य नली में प्रवाहित किया जाय तो आभा नहीं आती, पर यदि इसमें थोड़ा सा भी ऑक्सीजन मिला दिया जाय तो फिर प्रकट होने लगती है।

सक्रिय नाइट्रोजन की आभा को यदि स्पेक्ट्रोस्कोप में देखा जाय तो सके चित्र में हरी, पीली और लाल पट्टियाँ दिखायी देंगी।

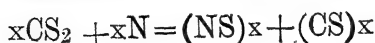
यदि नाइट्रोजन में थोड़ी सी पारे की भाप मिली हो तो आभा मन्दी पड़ जाती है, पर यदि थोड़ा सा ऑक्सीजन मिला कर पारे का उपचयन कर दिया जाय तो आभा फिर पूर्ववत् हो जाती है। सम्भवतः आभा ऑक्सीजन के न रहने पर इसीलिये प्रत्यक्ष नहीं होती कि शून्यक पम्प से पारे की थोड़ी सी भापें नाइट्रोजन में मिल जाती हैं। यह आभा वस्तुतः सक्रिय नाइट्रोजन की ही है, ऑक्सीजन के कारण नहीं।

सक्रिय नाइट्रोजन में गरम करने पर आयोडीन, गन्धक और सोडियम विस्फुरण (phosphorescence) देते हैं। पारा इस नाइट्रोजन के योग से नाइट्राइड देता है, कार्बनिक पदार्थ प्रतिक्रिया करके सायनाइड देते हैं। ऑक्सीजन, मेथेन, एथिलीन, कार्बन द्विआक्साइड, हाइड्रोजन सल्फाइड आदि अपद्रव्य इस आभा के बनने में सहायक होते हैं।

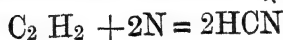
लेविस (Lewis) ने देखा कि सक्रिय नाइट्रोजन के योग से यूरैनियम नाइट्रेट, ज़िंक सल्फाइड और पार्थिव क्षारों के क्लोराइडों में हरा या नील-हरा विस्फुरण पैदा हो जाता है। पर सोडियम आदि क्षार तत्त्वों के हैलाइडों में विस्फुरण नहीं होता। ऐल्यूमीनियम क्लोराइड विस्फुरण देता है, पर ब्रोमाइड नहीं। लीथियम और बेरीलियम भी आभा देते हैं, पर द्वितीय समूह के तत्त्वों के सल्फाइड और आक्साइड आभा नहीं देते।

आयोडीन वाष्पों के योग से सक्रिय नाइट्रोजन चमकीली नीली ज्वाला

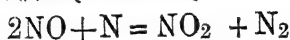
देता है और गन्धक वाष्प के योग से हलकी नीली। सल्फर क्लोराइड और सक्रिय नाइट्रोजन की प्रतिक्रिया से पीला नाइट्रोजन सल्फाइड बनता है। और कार्बन ट्रेससल्फाइड के योग से नीला नाइट्रोजन सल्फाइड (NS)_x



हाइड्रोकार्बनों के योग से सक्रिय नाइट्रोजन हाइड्रोसायनिक एसिड देता है—



नाइट्रिक ऑक्साइड के योग से हरित-पीली ज्वाला निकलती है और नाइट्रोजन परीक्साइड बनता है—

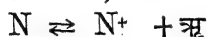


यदि पीले फॉस्फोरस को सक्रिय नाइट्रोजन के सम्पर्क में लाया जाय तो यह लाल फॉस्फोरस हो जाता है।

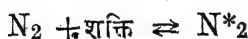
निम्न धातुयें सक्रिय नाइट्रोजन के योग से नाइट्राइड बनाती हैं—पारा, जस्ता, कैडमियम और सोडियम। स्टैनिक क्लोराइड के साथ वंग नाइट्राइड बनता है।

सक्रिय नाइट्रोजन क्या है ?—(१) स्ट्रूट (Strutt) की धारणा के अनुसार साधारण नाइट्रोजन और सक्रिय नाइट्रोजन में वही सम्बन्ध है जो ऑक्सीजन और ओज़ोन में, पर सक्रिय नाइट्रोजन साधारण नाइट्रोजन का बहुरूपी रूपान्तर नहीं है। सम्भवतः यह परमाणविक नाइट्रोजन हो— $N_2 \rightleftharpoons 2N$ । विद्युत् विसर्ग के योग से नाइट्रोजन अणु परमाणुओं में परिणत हो जाते हैं, और ये परमाणु अधिक क्रियाशील होते हैं।

(२) ड्यूफू (Duffieux) का कहना है कि नाइट्रोजन परमाणु जब आयनीकृत हो जाते हैं, तो सक्रिय नाइट्रोजन मिलता है—

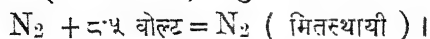


(३) धार (Dhar) के मतानुसार विद्युत् विसर्ग के समय नाइट्रोजन अणु ही कुछ शक्ति और लेकर उच्चतर तल का सक्रिय अणु बन जाता है। यह फिर जब अपने मूल तल पर आता है, उस समय यह शक्ति विसर्जित होती है—



इस प्रकार सक्रिय नाइट्रोजन में नाइट्रोजन अणु का न तो परमाणु बनता है और न आयन। जिस समय मूल तल पर लौटते समय शक्ति का विसर्जन होता है, नाइट्रोजन अणुओं में आभा प्रकट हो जाती है।

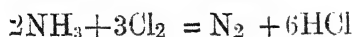
(४) सहा (Saha) के विचारानुसार सक्रिय नाइट्रोजन में नाइट्रोजन के मित-स्थायी (metastable) अणु हैं जिनमें ८.५ वोल्ट शक्ति है ।



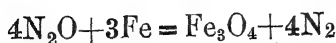
सहा और सूर ने सक्रिय नाइट्रोजन की रश्मिपट्टियों का निरीक्षण करके स्पष्ट किया कि इनमें न आयनीकृत नाइट्रोजन अणु (N_2^+) नहीं है, पर अनायनित नाइट्रोजन अणु (N_2) अवश्य है । स्ट्रूट ने भी बाद को इन धारणाओं की पुष्टि की । सक्रिय नाइट्रोजन में शक्ति मात्रा २६-३६ किलो-केल्वी प्रति अणु है । पर इसे परमाणुओं में परिणत करने के लिये ३००-४०० किलोकेल्वी शक्ति की आवश्यकता है । स्ट्रूट और फाउलर (Fowler) ने यह भी दिखाया कि यदि इतना प्रबल विद्युत् विसर्ग नाइट्रोजन में प्रवाहित किया जाय कि जो नाइट्रोजन अणुओं को परमाणुओं में परिणत कर सके, तो उस समय सक्रिय नाइट्रोजन की आभा नहीं मिलती ।

अतः धार और सहा की धारणा के अनुसार से यह नाइट्रोजन मितस्थायी स्थिति का शक्तियुक्त नाइट्रोजन अणु ही है ।

नाइट्रोजन का परमाणुभार—नाइट्रोजन के एक अणु में २ परमाणु हैं । यह इस बात से स्पष्ट है कि जब २ आयतन अमोनिया क्लोरीन या ऑक्सीजन के साथ विस्फुटित किये जाते हैं तो एक आयतन नाइट्रोजन बनता है—



नाइट्रोजन गैस के स्थिर दाब पर के आपेक्षिक ताप और स्थिर आयतन पर के आपेक्षिक ताप की विषयिता (C_p/C_v) ०° पर १.४०८ है । यह भी सिद्ध करती है कि इस गैस के अणु द्विपरमाणुक (diatomic) हैं । शुद्ध नाइट्रोजन गैस का वाष्पघनत्व १.४ है और इस लिये अणुभार २८ है । इस आधार पर भी इसका परमाणुभार १४ निकलता है । नाइट्रोजन के अन्य वाष्पशील यौगिकों के वाष्पघनत्व के आधार पर भी परमाणुभार इतना ही है । नाइट्रोजन के ऑक्साइड में कितनी मात्रा नाइट्रोजन की है, यह बात भी जान कर यही सिद्ध होता है । यदि बन्द बर्तन में नियत मात्रा N_2O की ले कर तौले हुये लोहे के तार में विजली प्रवाहित करके गरम किया जाय और फिर यह निकाला जाय कि लोहे के तार के भार में कितनी वृद्धि हुई, तो मालूम हो जायगा कि N_2O का उक्त मात्रा में कितना ऑक्सीजन है—



५.६२६६ ग्राम नाइट्रस ऑक्साइड ने लोहे के तार में २.०४५४ ग्राम की वृद्धि की।

$$\frac{\text{N}_2\text{O}}{\text{O}} = \frac{५.६२६६}{२.०४५४}$$

यदि नाइट्रोजन का परमाणुभार y हो तो $\frac{२y + १६}{१६} = \frac{५.६२६६}{२.०४५४}$

$$\therefore y = १४.००८$$

रिचार्ड्स के इस प्रकार के प्रयोगों से स्पष्ट हो गया कि नाइट्रोजन का परमाणुभार १४.००८ है।

नाइट्रोजन के हाइड्राइड—नाइट्रोजन के तीन हाइड्राइड उल्लेखनीय हैं—

(१) अमोनिया— NH_3

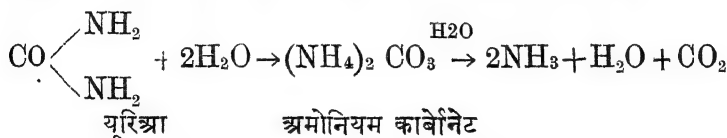
(२) हाइड्रोजीन— N_2H_4

(एज़ोइमाइड)

(३) हाइड्रोजोइक एसिड— N_3H

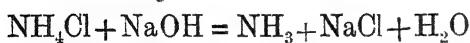
इनके अतिरिक्त कार्बनिक यौगिकों में N_2H_2 (द्विइमाइड) और N_4H_4 (बुज़ीलीन) भी पाये गये हैं।

अमोनिया (Ammonia)—चूना और नौसादर को गरम करके अमोनिया प्राप्त करना बहुत दिनों से लोगों को ज्ञात रहा है। प्रीस्टले (Priestley) ने यह गैस शुद्ध रूप में पारे के ऊपर इकट्ठा की। कार्बनिक पदार्थों के सड़ने पर अमोनिया पैदा होती है। यदि मूत्र थोड़ी देर रक्खा रहे तो उसमें से भी अमोनिया की गन्ध निकलती है। मूत्र से पहले यूरिया बनता है जो जीवाणुओं की प्रतिक्रिया से अमोनियम कार्बोनेट में परिणत हो जाता है। यह पानी द्वारा उद्विच्छेदित होकर अमोनिया देता है—



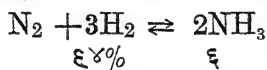
घोड़ों के अस्तबलों में भी इसी की गन्ध आती है।

प्रयोगशाला में अमोनिया अमोनियम लवणों और क्षारों के प्रयोग से बनायी जाती है—



अमोनिया वायु मंडल में थोड़ी बहुत सदा रहती है, क्योंकि भूमि पर कार्बनिक पदार्थों की सड़न से यह बन कर ऊपर जाती है। कोयला, सींच, खुर, हड्डियों आदि पदार्थों के विच्छेदक स्रवण पर भी यह बनती है। यदि इन पदार्थों में सोडा-लाइम (बरी का चूना और कास्टिक सोडा का मिश्रण) स्रवण करने से पूर्व मिला लिया जाय तो और अधिक अमोनिया निकलेगी।

सन् १८४० में रेन्यो (Regnault) ने देखा कि यदि नाइट्रोजन और हाइड्रोजन गैसों के मिश्रण में विद्युत् चिनगारी प्रवाहित की जाय, तो दोनों तत्त्व संयुक्त होकर अमोनिया बनाते हैं—



सन् १८६४ में डेविल (Deville) ने भी इसका समर्थन किया। यह प्रतिक्रिया उत्कर्मणीय है। साम्यता उस समय स्थापित हो जाती है जब अमोनिया ६% होती है, और ६४% दोनों तत्त्वों का मिश्रण होता है।

हाबर विधि (Haber's Process)—सन् १९०५ में जर्मन देश के विख्यात वैज्ञानिक हाबर (Haber) ने नाइट्रोजन और हाइड्रोजन के योग से अमोनिया बनने की प्रतिक्रिया का गम्भीर अध्ययन किया।



१ आय. ३ आय. २ आय.

• क्योंकि १ आयतन नाइट्रोजन और आयतन हाइड्रोजन के मिश्रण से केवल २ आयतन अमोनिया बनती है (अर्थात् प्रतिक्रिया में आयतन का ंकोचन होता है), अतः यह स्पष्ट है कि गैसों का दाब बढ़ाने पर अमोनिया अधिक बनेगी (साम्यता अमोनिया की अधिक मात्रा पर स्थापित होगी)।

उपयुक्त प्रतिक्रिया में ताप का विसर्जन होता है, अतः ले-शेटलिये और ब्रौन (Le-Chatelier and Braun) के सिद्धान्त के अनुसार ज्यों ज्यों तापक्रम बढ़ेगा, अमोनिया की मात्रा कम होती जायगी। पर यह देखा गया है कि यदि तापक्रम बहुत ऊँचा रक्खा जाय (१०००° से ऊपर) तो प्रतिक्रिया में ताप का शोषण होता है, अतः इस अवस्था में यदि तापक्रम बढ़ाया जाय तो अधिक अमोनिया बनेगी। यही बात है कि बिजली की चिनगारी के योग से नाइट्रोजन हाइड्रोजन के संयुक्त होकर अमोनिया देता है।

व्यापारिक मात्रा में नाइट्रोजन और हाइड्रोजन के योग से काफी अमोनिया बनने के लिये तीन बातों की आवश्यकता है। (१) जितना कम तापक्रम रक्खा जा सके उतना अच्छा है, (२) दाब जितना अधिक हो उतना ही अच्छा है, (३) उचित उत्प्रेरकों से सहायता ली जाय।

बहुधा बहुत शुद्ध नाइट्रोजन और हाइड्रोजन का मिश्रण १००-२०० वायु मंडल दाब पर लिया जाता है। क्लौड (Claude) की विधि में १००० वायु मंडल तक दाब रखते हैं। उत्प्रेरक बहुधा लोहा होता है, जिसे मॉलेबडीनम के समान उत्तेजकों (promoters) द्वारा और क्रियाशील बनाया जाता है। अमोनिया जैसे ही बनती है, ठंडा करके दूसरे स्थल पर द्रवीभूत कर ली जाती है, अथवा इसे पानी में घोल लिया जाता है।

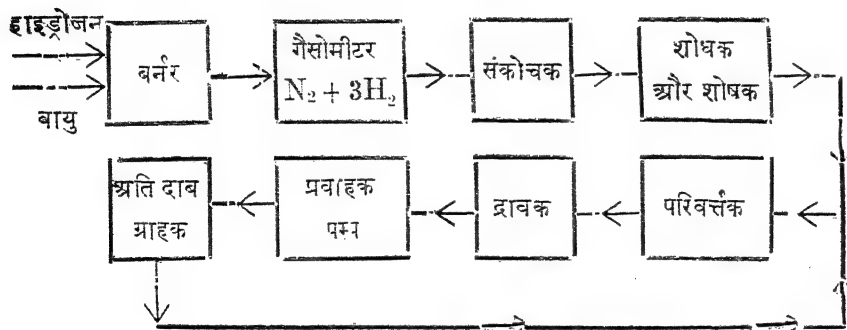
निम्न सारणी में दाब और तापक्रम का प्रभाव दिखाया गया है—

	१	१०	१००	२००	३००	१००० वायुमंडल दाब
तापक्रम						
४००°	—	३.८५	२.५	—	४७	८०
५००°	—	१.२	१०.६	—	२६.४	५७.५
५५०°	२.०७७	—	६.८	११.९	—	—
६००°	—	०.५	४.५	—	१४	३१.५
६५०°	०.०३२	—	३.०३	५.७१	—	—
७००°	—	०.०३	२.२	—	७.३	१३
७५०°	०.०१६	—	१.५४	२.६६	—	—
८५०°	०.००६	—	०.८७४	१.६८	—	—
९५०°	०.००५	—	०.५४२	१.०७	—	—

इस सारणी में अमोनिया की प्रतिशतता आयतन की दृष्टि से दिखायी गयी है। सन् १९१० में हावर की विधि का उपयोग जर्मनी की बौडिश कंपनी (Baudische) ने आरंभ किया। सन् १९१६ से ५००,००० टन अमोनियम सल्फेट इस विधि से बनाया गया। इस प्रतिक्रिया में क्रोमइस्पात अथवा यूरेनियम भी अच्छे उत्प्रेरक सिद्ध हुये हैं। हाइड्रोजन बहुधा जल-गैस (water gas) से (अर्थात् तप्त कोयले पर पानी की भाप प्रवाहित करके) प्राप्त किया जाता है और द्रव वायु से नाइट्रोजन। नाइट्रोजन और हाइड्रोजन २००-

८०० वायु मंडल पर संकुचित किये जाते हैं। फिर यह मिश्रण इस्पात के एक सुदृढ़ पात्र में प्रवाहित किया जाता है जिसके भीतर एक और पात्र होता है जिसमें उत्प्रेरक होता है और जिसे विजली से गरम करते हैं। पात्र से बाहर निकले मिश्रण में अमोनिया, हाइड्रोजन और नाइट्रोजन का मिश्रण होता है। इसे ठंडा करने पर अमोनिया द्रवीभूत हो जाती है। शेष बचा नाइट्रोजन और हाइड्रोजन का मिश्रण फिर उत्प्रेरकों पर प्रवाहित किया जाता है।

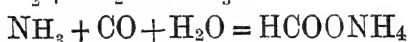
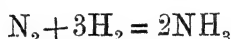
नीचे आयोगना का चित्र दिया जाता है—



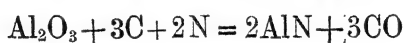
हाइड्रोजन और वायु मिश्रण उचित अनुपात में जब बर्नर में आता है और यहाँ विद्युत् चिनगारी द्वारा जलाया जाता है, तो वायु के सब ऑक्सीजन से कुछ हाइड्रोजन संयुक्त होकर पानी बनता है। इस प्रकार ऑक्सीजन अलग हो जाता है, और नाइट्रोजन और हाइड्रोजन का मिश्रण बच रहता है। इस मिश्रण में भाप और हवा की कुछ अशुद्धियाँ रहती हैं। मिश्रण को गैसोमीटर में ले जा कर दोनों गैसों का अनुपात ठीक करते हैं, फिर संकोचक में संकुचित करके दाब बढ़ाते हैं। फिर शोधक और शोषक में गैस की अशुद्धियाँ दूर करते हैं, और बारी की भाप भी अलग करते हैं—इसके बाद मिश्रण को परिवर्त्तक में भेजते हैं जो तीन इंच मोटा इस्पात के मिश्रधातु का होता है। इसके भीतर उत्प्रेरक से भरा हुआ एक पात्र और होता है और गैस इस पात्र के बाहर चारों ओर चक्कर लगाती है। इस परिवर्त्तक में एक ताप-नियंत्रक (heat interchanger) होता है जो बाहर आने वाली गैसों से गरमी लेकर भीतर आने वाली गैसों को देता है। इस परिवर्त्तक में एक तारकुंडली बीचोबीच होकर जाती है जिसे विजली से गरम करते हैं।

प्रतिक्रिया में जो अमोनिया बनती है वह द्रावक में ठंडा करके द्रवीभूत कर ली जाती है। फिर शेष बचे नाइट्रोजन-हाइड्रोजन के मिश्रण को प्रवाहक पम्प (circulating pump) द्वारा परिवर्तक में भेज देते हैं। इस प्रकार यह प्रतिक्रिया चलती रहती है।

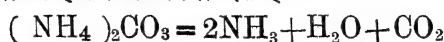
अमोनिया बनाने की श्लूटियस विधि (Schlutiuss process)—इस प्रतिक्रिया में अर्ध-जल-गैस को सजल प्लैटिनम पर प्रवाहित करते हैं, और फिर मूक विसर्ग (silent discharge) द्वारा प्रतिकृत करते हैं, अर्ध-जल-गैस हवा और भाप के मिश्रण को तप्त कोयले पर प्रवाहित करके बनायी जाती है। इसमें हाइड्रोजन, कार्बन एक्साइड और कार्बन द्विऑक्साइड का मिश्रण होता है। यदि तापक्रम 400° के नीचे हो तो अमोनिया बनती है और इस तापक्रम पर कार्बन के ऑक्साइड प्रतिक्रिया करके फॉर्मेट और बाइकार्बोनेट भी बनाते हैं।



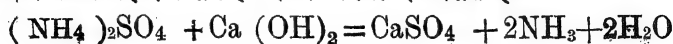
अमोनिया बनाने की सरपेक विधि (Serpek process)—इस विधि में वायुमंडल का नाइट्रोजन तप्त बौक्साइट और कार्बन के संपर्क में लाया जाता है। इस प्रकार ऐल्ब्यूमीनियम नाइट्राइड बनता है। यह नाइट्राइड पानी के योग से अमोनिया देता है।



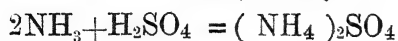
कोल गैस से अमोनिया—कोल गैस के शोधन के समय अनेक द्रव मिलते हैं, जिनमें अमोनिया और अमोनियम लवण होते हैं। इन द्रवों में अमोनियम कार्बोनेट, सायनाइड, सल्फेट, सल्फाइड आदि मिलते हैं। इन द्रवों को भाप के द्वारा गरम करते हैं। ऐसा करने पर निर्बल ऐसिडों के लवण विभाजित होकर अमोनिया देते हैं—



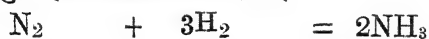
फिर शेष द्रव में दाहक चूना मिलाते हैं, और फिर भाप में गरम करते हैं। ऐसा करने पर शेष लवण भी अमोनिया दे डालते हैं—



अमोनिया और भाप के मिश्रण को ठंडा करने पर अमोनिया का विलयन प्राप्त होता है। बहुधा इस मिश्रण को सल्फ्यूरिक एसिड में प्रवाहित कर लेते हैं और इस प्रकार जो अमोनियम सल्फेट बना उसे खाद के काम में लाते हैं। विलयन में से इस लवण के मणिभ प्राप्त कर लेते हैं—

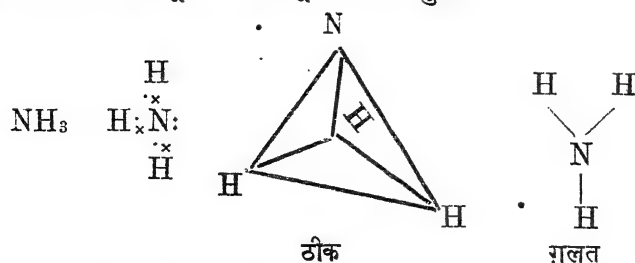


अमोनिया का संगठन—एक लम्बी नली ली जाती है जिसमें नली को ३ बराबर भागों में विभाजित करने वाले निशान लगे होते हैं। इसमें वायुमंडल के दाब पर क्लोरीन भरा जाता है। नली के कंठ में थोड़ा सा सान्द्र अमोनिया रख देते हैं, और टोटी खोल कर थोड़ा थोड़ा अमोनिया नली में भीतर जाने देते हैं। अमोनिया और क्लोरीन के योग से तीव्र प्रतिक्रिया होती है, और रोशनी निकलती है। जब और प्रतिक्रिया न हो, तो कंठ में से अमोनिया निकाल लेते हैं, और नली के भीतर थोड़ा सा सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ते हैं; जिससे शेष अमोनिया गैस सल्फेट बन कर धुल जाय। नली को ठंडा करके पानी के नीचे खोलते हैं, और पानी कितना चढ़ा इससे जान लेते हैं कि नली में कितना नाइट्रोजन बना। प्रयोग करने पर पता चलता है कि जितनी क्लोरीन ली थी उसके आयतन का एक तिहाई नाइट्रोजन बना है। क्लोरीन अपने ही आयतन के बराबर हाइड्रोजन के आयतन से संयुक्त होकर HCl बनाता है, अतः स्पष्ट है कि एक तिहायी आयतन ही नाइट्रोजन ३ आयतन हाइड्रोजन से युक्त होकर अमोनिया बनाते हैं।



१ आयतन ३ आयतन

अमोनिया का सूत्र अतः NH_3 , N_2H_6 आदि हो सकता है। 0° और ७६० m.m. पर इसका वाष्प-घनत्व ८.५ है। अतः अणुभार १७ हुआ। इस प्रकार अमोनिया का मूल निश्चय पूर्वक NH_3 हुआ।

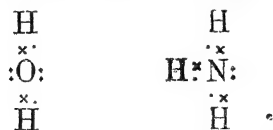


ऋणाणु सिद्धान्त के आधार पर नाइट्रोजन के ५ ऋणाणु (बाह्यतम कक्ष •

के), हाइड्रोजन के तीन ऋणाणुओं (X) के साथ दो-दो का जब युग्म बनाते हैं, तो एक युग्म (:) खाली रह जाता है, यह खाली युग्म ही संकीर्ण यौगिकों के बनाने में काम आता है, जैसे $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{++}$ आदि।

अमोनिया ध्रुवीय अणु (polar molecule) है जैसा कि द्विध्रुव घूर्ण (dipole moment) से पता चलता है। अतः इसकी अन्तर-रचना में नाइट्रोजन के तीन और हाइड्रोजन परमाणु एक रूप में स्थित नहीं हो सकते। चतुष्फलक के एक शीर्ष पर नाइट्रोजन परमाणु है, और आधार त्रिभुज के तीन शीर्षों पर हाइड्रोजन के तीन परमाणु हैं।

अमोनिया के गुण—अमोनिया नीरंग गैस है जिसमें अजीब विशेष स्वाद और विशेष तीक्ष्ण गन्ध होती है। थोड़ी सी मात्रा में यह विषैली नहीं है और हृदयगति को उत्तेजित करती है। इसीलिये सूँघे जाने वाले लवणों में (जुकाम आदि के लिये) इसका उपयोग होता है। यदि अधिक मात्रा में सेवन किया जाय तो शीघ्र मृत्यु हो जाती है। इसका संतृप्त विलयन (०°C=० घनत्व) उसी प्रकार त्वचा को काटता है जैसे कास्टिक सोडा या पोटाश का। अमोनिया हवा से हलकी है (घनत्व ८.५, ऑक्सीजन का १६)। केवल दाब बढ़ा कर यह द्रवीभूत की जा सकती है। द्रव अमोनिया— -33.5° पर उबलती है। द्रव अमोनिया में विलायक के अच्छे गुण हैं। इसमें बहुत से लवण उसी प्रकार आयन देते हैं, जैसे कि पानी में। इसका कारण यह है कि अमोनिया का अणु भी द्रवावस्था में गुणित अणु है $(\text{NH}_3)_2$, $(\text{NH}_3)_3$ जैसे पानी का और इसमें भी ऋणाणु का एक युग्म खाली है, जो दाता (donor) का काम करता है। पानी में ऋणाणुओं के दो युग्म खाली हैं—

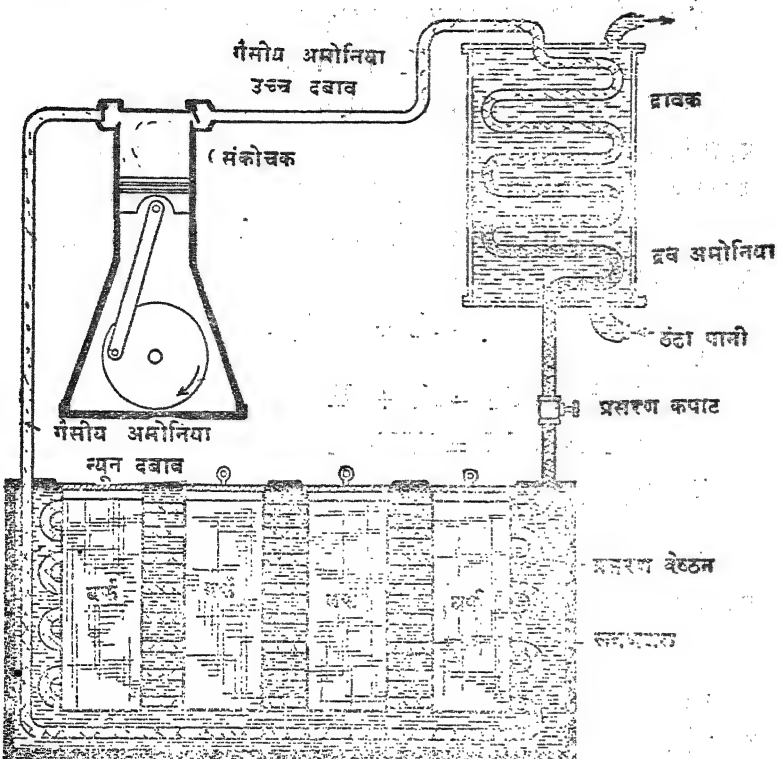


द्रव अमोनिया का उपयोग बर्फ जमाने में किया जाता है क्योंकि यह वाष्पशील है और वाष्पीकरण का गुप्त ताप भी इसका बहुत अधिक है। बर्फ जमाने की मशीनों में बहुधा एक पम्प होता है जिससे अमोनिया गैस संकुचित की जाती है। संकोच होने पर गैस गरम हो जाती है। इसे फिर एक कुंडली में प्रवाहित करते हैं जहाँ यह ठंडी होकर द्रवीभूत होती है। अब यह द्रव अमोनिया एक प्रसार-कुंडली (expansion coil) में होकर जाती है। यहाँ प्रसार होने पर (फैलने पर) यह वाष्पीभूत होती है, और

पंचम समूह के तत्त्व (१)—नाइट्रोजन

ई२५

आसपास के नमक के विलयन से गुप्तताप ले लेती है। यह नमक का विलयन इतना ठंडा हो जाता है, कि इसकी सहायता से पानी जमा कर बर्फ बनाया जाता है।



चित्र ६०—बर्फ जमाना

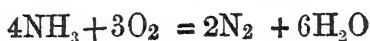
अमोनिया पानी में अत्यन्त विलेय है। १-आयतन पानी में ०° पर ११४= आयतन अमोनिया घुलती है, इस विलयन में भार की दृष्टि से ४७% अमोनिया होती है। साधारणतः सान्द्र अमोनिया विलयन जो बिकता है, ०° से ८०° घनत्व का होता है जिसमें ३५% अमोनिया होती है (१= N)।

अमोनिया के रासायनिक गुण—अमोनिया के साथ प्रतिक्रियायें तीन प्रकार की होती हैं—(१) यह जल रहित चार है। (२) यह अपचायक है। (३) यह योष्मजात यौगिक बनाती है।

(१) गरम करने पर अमोनिया शीघ्र विभाजित नहीं होती । रक्तताप पर थोड़ा विभाजित होकर नाइट्रोजन और हाइड्रोजन देती है—

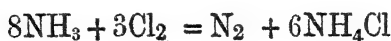


(२) ऑक्सीजन के योग से यह नाइट्रोजन और पानी देती है—

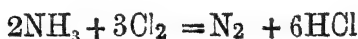


हवा के साथ तो इस प्रतिक्रिया के लिये अमोनिया को बराबर गरम करना पड़ता है, पर ऑक्सीजन गैस में यह पीतो ज्वाला से स्वयं जलती रहती है । ऑक्सीजन और अमोनिया का मिश्रण आग सुलगाने पर विस्फोट देता है ।

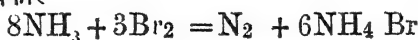
(३) अमोनिया क्लोरीन और ब्रोमीन के साथ प्रतिक्रिया करके नाइट्रोजन देती है, और ऐसिड बनता है—



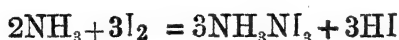
अथवा



इसी प्रकार

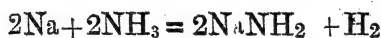


(४) अमोनिया और आयोडीन के योग से एक काला विस्फोटक पदार्थ नाइट्रोजन त्रि-आयोडाइड, $\text{NH}_3 \cdot \text{NI}_3$, बनता है—

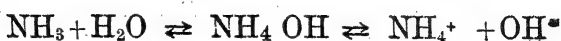


यह इतना सुकुमार विस्फोटक है कि पल्ल के स्पर्श मात्र से विस्फुटित हो जाता है ।

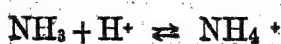
(५) अमोनिया और चार तत्वों के योग से चार एमाइड बनते हैं—



(६) अमोनिया पानी में घुल कर निम्न साम्य देती है—



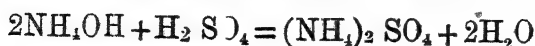
अथवा



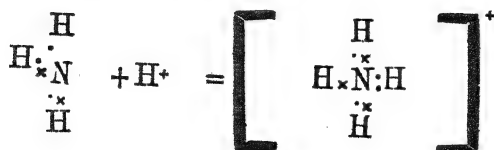
अमोनिया विलयन का विघटन स्थिरांक (dissociation constant)

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

है। यह सल्फ्यूरिक एसिड के राग से अमोनियम सल्फेट देगा—



(७) अमोनिया गैस और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से अमोनियम क्लोराइड बनता है।

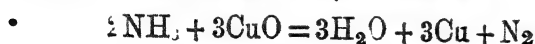


अमोनियम आयन

(८) पोटैशियम परमैंगनेट अमोनिया विलयन को नाइट्रोजन में उपचित कर देता है—



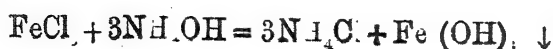
(९) रक्त ता ताम्र ऑक्साइड के ऊपर प्रवाहित करने पर भी अमोनिया गैस उपचित हो जाती है, और नाइट्रोजन बनता है—



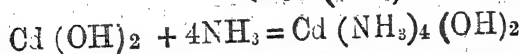
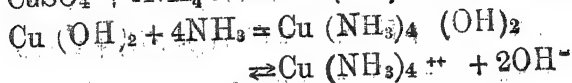
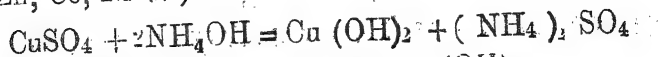
(१०) ताम्र क्लोराइड आदि पदार्थों के संपर्क से अमोनिया आसानी से योगजात यौगिक, जैसे CuCl_2 , 6NH_3 बनाती है। रजत क्लोराइड के साथ $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}$ बनता है।

(११) लवणों के विलयनों में अमोनिया विलयन छोड़ने पर निम्न बातें हो सकती हैं—

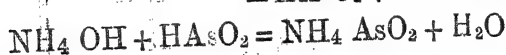
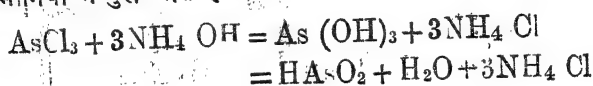
(क) धातु के हाइड्रोक्साइड का स्थायी अवक्षेप आता है, जो अमोनिया के आधिक्य में विलयन हो (जैसे Fe, Al, Cr; Sb^{IV} ; Mn, B. का)।



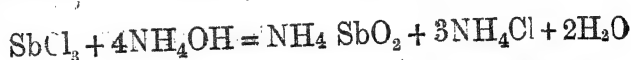
(ख) धातु के हाइड्रोक्साइड का अस्थायी अवक्षेप आवे, जो अमोनिया के अधिश्रय में घुल जावे; घुल जाने पर संकीर्ण आयन बनें। (जैसे Ag, Cu, Zn, Co, Ni का) —



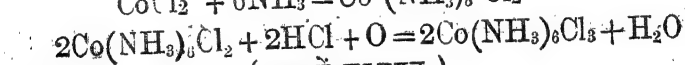
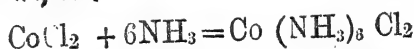
(ग) आर्सेनिक या ऐंटीमनी के लक्षण आर्सेनाइट, या ऐंटीमनाइट बन कर अमोनिया में घुल जाते हैं—



इसी प्रकार



(घ) पारे, स्वर्ण क्लोराइड और प्लेटिनम के यौगिक एमिन देते हैं।



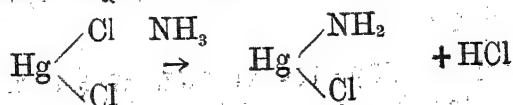
(हवा में उपचयन)

अमोनिया मरक्यूरिक क्लोराइड के साथ अनेक संकीर्ण यौगिक देती है।

जैसे—

(i) ठोस मरक्यूरिक क्लोराइड और अमोनिया गैस के योग से $\text{Hg}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ ।

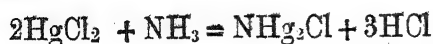
(ii) मरक्यूरिक क्लोराइड विलयन में अमोनिया डालने से NH_3 , HgCl_2 , एमिनो-मरक्यूरिक क्लोराइड—



(iii) मरक्यूरिक ऑक्साइड को अमोनिया विलयन के साथ गरम करने पर पीला चूर्ण (मिलन-बेस—Millon's base) —



इस भस्म के लवण बनेंगे यदि मरकयूरिक क्लोराइड के साथ प्रतिक्रिया की जावेगी—



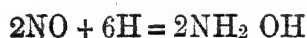
मरकयूरस क्लोराइड या केलोमल के साथ एक काला पदार्थ मिलता है जो एमिनो मरकयूरिक क्लोराइड और पारे का मिश्रण है —



अमोनियम लवणों का विवरण और अमोनियम आयन की आलोचना द्वारा बाले अध्याय में की जा चुकी है (पृ० २६४-२७१)।

हाइड्रॉक्सिलेमिन (Hydroxylamine), NH_2OH या हाइड्रॉक्स-अमोनिया—सन् १८६५ में लॉस्सन (Lassen) ने इसे पहली बार बनाया था। उसने इस भस्म के लवणों का दो विधियों से बनाया जो अब तक प्रसिद्ध हैं—

(१) नाइट्रिक ऑक्साइड को नवजात हाइड्रोजन द्वारा अपचित करके। अर्थात् यदि बंग और सान्द्र हाइड्रॉक्लोरिक एसिड के विलयन में नाइट्रिक ऑक्साइड प्रवाहित किया जाय तो हाइड्रॉक्सिलेमिन हाइड्रॉक्लोराइड बनेगा—



प्रतिक्रिया को आसानी के लिये कुछ बूँदें प्लैटिनिक क्लोराइड के विलयन की उभयुक्त विलयन में छोड़ देनी चाहिये।

बंग को हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा अर्वाक्षित करके अलग कर लेते हैं, और छूने विलयन को सुखाने पर हाइड्रॉक्सिलेमिन लवण प्राप्त होता है।

(२) नवजात हाइड्रोजन द्वारा एथिल नाइट्रेट (१० ग्राम) को अपचित करके (बंग १२० ग्राम और सान्द्र हाइड्रॉक्लोरिक एसिड ४० ग्राम के योग से) —

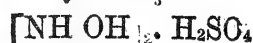
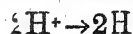
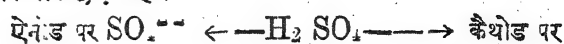


इन दो विधियों के अतिरिक्त निम्न विधियों से भी इसे तैयार कर सकते हैं—

(३) नाइट्रिक एसिड के विद्युत्-अभ्ययन से—

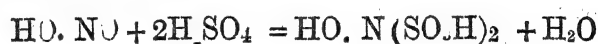


ऐनोड सीसे का लेते हैं। सीसे का बीकर ही (जिस पर पारा चढ़ा हो, अर्थात् सीसे-गारे का संरस) कैथोड का काम करता है। एक छिद्रमय पात्र द्वारा ऐनोड को कैथोड से अलग रखते हैं। प्रत्येक डिब्बे में ५०% सल्फ्यूरिक एसिड का विलयन रखते हैं। कैथोड डिब्बे में ५०% नाइट्रिक एसिड का विलयन धीरे धीरे छोड़ते हैं।



इस प्रकार कैथोड डिब्बे में हाइड्रैक्सिलेमिन सल्फेट बनता है।

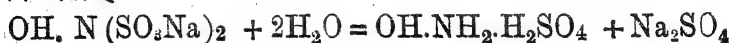
(४) सब से अच्छी विधि संभवतः नाइट्राइटों पर सल्फाइटों की प्रतिक्रिया से है। सोडियम नाइट्राइट का सान्द्र विलयन (२ अणु) सोडियम कार्बोनेट (१ अणु) के विलयन में मिलाते हैं, और तब तक गन्धक द्विऑक्साइड प्रवाहित करते हैं, जब तक विलयन अम्लीय न हो जाय। प्रतिक्रिया इस प्रकार है—



हाइड्रैक्सिलेमिन

सल्फोनिक एसिड

पहले सोडियम हाइड्रैक्सिलेमिन द्विसल्फोनेट $\text{HO} \cdot \text{N}(\text{SO}_3\text{Na})_2$ बनता है। अब विलयन को ६०° तक हलके सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करते हैं। द्रव करने पर उद्विच्छेदन होकर हाइड्रैक्सिलेमिन सल्फेट बन जाता है—

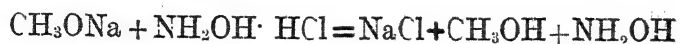


विलयन को सुखा कर ०° तक ठंढा करने पर पहले तो Na_2SO_4 के मणिम पृथक् होते हैं। इन्हें अलग करके और सुखाने पर हाइड्रैक्सिलेमिन सल्फेट के मणिम मिलते हैं।

निर्जल हाइड्रैक्सिलेमिन—उपर्युक्त विधियों से हाइड्रैक्सिलेमिन के लवण मिलते हैं। यदि इनके विलयन में कार्बिक पोटाश डाल कर गरम किया जाय तो हाइड्रैक्सिलेमिन मुक्त होता है, पर यह अस्थायी है और शीघ्र विभक्त हो जाता है—

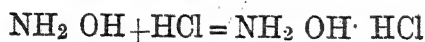


(१) लोब्री डि ब्राइन (Lobry de Bruyn) ने सन् १८६१ में मेथिल एलकोहल में हाइड्रॉक्सिलेमिन हाइड्रोक्लोराइड घोला और फिर इसे मेथिल एलकोहल में सोडियम डाल कर तैयार किये सोडियम मेथोक्साइड द्वारा प्रतिकृत किया। जो सोडियम क्लोराइड बना, वह छान कर अलग कर दिया गया। विलयन को ४० m. m. पर उड़ाने पर निर्जल हाइड्रॉक्सिलेमिन मिला—

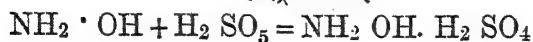


(२) सन् १८६१ में क्रिसमर (Crismer) ने हाइड्रॉक्सिलेमिन हाइड्रोक्लोराइड में जिंक ऑक्साइड घोला। ऐसा करने पर $\text{ZnCl}_2 \cdot \text{NH}_2\text{OH}$ रूप का द्विगुण यौगिक मिला। इसे १२०° पर अकेले या ऐंनलिन के साथ लवण करने पर भी निर्जल हाइड्रॉक्सिलेमिन मिला।

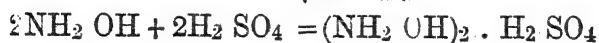
गुण—शुद्ध हाइड्रॉक्सिलेमिन नीरंग ठोस मणिभूय अस्थायी पदार्थ है। घनत्व १.२२, द्रवणांक ३३°। यह बहुत जलप्राही है। २२ मि० मी० दाब पर यह ५५° पर स्रवित किया जा सकता है। यह अम्लों के साथ लवण बनाता है जो अधिक स्थायी हैं।



हाइड्रोक्लोराइड

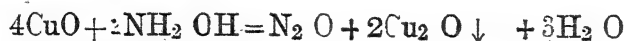


ऐसिड सल्फेट

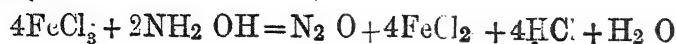


सल्फेट

हाइड्रॉक्सिलेमिन और इसके लवणों के विलयन में प्रबल उपचायक गुण होते हैं। कॉपर सल्फेट के क्षारीय विलयनों के साथ ये क्यूप्रस ऑक्साइड का लाल अवक्षेप देते हैं।



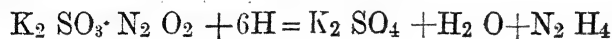
इसी प्रकार अस्थायी विलयनों में ये फेरिक लवणों को फेरस में परिणत करते हैं—



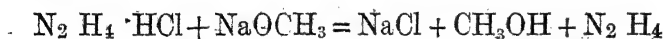
क्षारीय विलयनों से हाइड्रॉक्सिलेमिन उपचायक का भी काम करते हैं, जैसे फेरस हाइड्रॉक्साइड उपचित होकर फेरिक ऑक्साइड हो जाता है—

सरस अमोनिया को नाइट्रोजन में उपचित होने से बचाये रखता है।

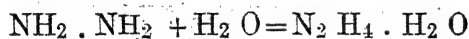
दूसरी विधि—पोटैसियम सल्फाइड के क्षारीय विलयन में नाइट्रिक ऑक्साइड प्रवाहित करने से पोटैसियम नाइट्रोसो सल्फेट, $K_2SO_3 \cdot N_2O_2$, बनता है। यदि इसे बर्फ के पानी में छितरा दिया जाय और फिर सोडियम सरस से प्रतिकृत करें, तो हाइड्रैज़ीन बनता है—



हाइड्रैज़ीन—उपर्युक्त विधियों से वस्तुतः हाइड्रैज़ीन लवण (हाइड्रोक्लोराइड या सल्फेट) बनते हैं। यदि हाइड्रैज़ीन हाइड्रोक्लोराइड को मेथिल एल्कोहल में घोल कर सोडियम मेथिलेट से प्रतिकृत किया जाय, तो सोडियम क्लोराइड अवक्षिप्त हो जाता है, और शुद्ध निर्जल हाइड्रैज़ीन बनता है—

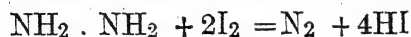
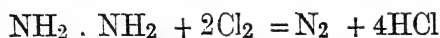


इसके नीरंग मणिभ 17° पर पिघलते हैं। इसका क्वथनांक 113.5° है। यह जल के योग से हाइड्रैज़ीन हाइड्रेट बनाता है।

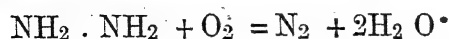


यदि हाइड्रैज़ीन सल्फेट को क्षीण दाब पर सान्द्र पोटाश विलयन के साथ खचित किया जाय (भभके में कहीं पर भी रबर या कार्क न हो), तो एक नीरंग धूमवान् द्रव मिलता है जिसका क्वथनांक 116° है (२६ मि. मी. दाब पर 80°)। इसे भी हाइड्रैज़ीन हाइड्रेट कहा जाता है, पर संभवतः यह अधिकतम क्वथनांक वाला हाइड्रैज़ीन का विलयन ही है।

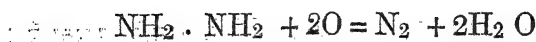
हाइड्रैज़ीन के गुण—मुक्त हाइड्रैज़ीन नीरंग द्रव है। इसके मणिभ जलग्राही होते हैं। यह एल्कोहल में भी विलेय है। यह प्रबल अपचायक है, और क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन में जलता है—



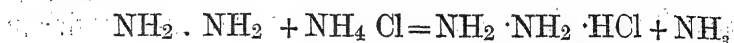
यह शुष्क ऑक्सीजन में भी जल उठता है—



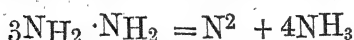
इसी प्रकार यह पोटैसियम परमैंगनेट के साथ भी विस्फोट देता है—



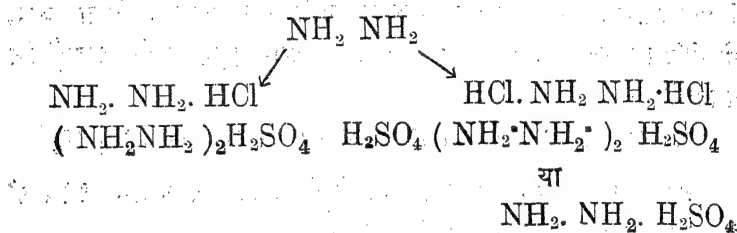
अमोनियम क्लोराइड के साथ भी उग्र प्रतिक्रिया होती है और अमोनिया बनती है—



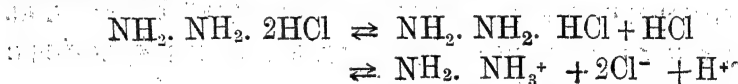
गरम करने पर यह विभक्त होकर अमोनिया और नाइट्रोजन देता है—



विलयनों में हाइड्रोजीन मन्द क्षारों का काम करता है। इसके दो श्रेणियों के लवण होते हैं।



अमोनियम हाइड्रॉक्साइड के समान हाइड्रोजीन क्षार $\text{NH}_2 \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($\text{NH}_2 \cdot \text{NH}_3\text{OH}$) और $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ या $(\text{NH}_2 \cdot \text{NH}_2) \cdot (\text{H}_2\text{O})_2$ है। साधारण हाइड्रोजीन सल्फेट $(\text{NH}_2 \cdot \text{NH}_2)_2 \text{H}_2\text{SO}_4$ है। इसके लवणों से विलयनों में आयन निम्न प्रकार मिलती हैं—



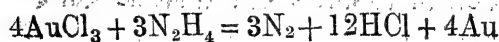
हाइड्रोजीन के द्विगुण लवण जैसे $\text{ZnCl}_2 \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{NH}_2 \cdot 2\text{HCl}$ भी ज्ञात हैं।

हाइड्रोजीन प्रबल अपचायक है जैसा कि निम्न प्रतिक्रियाओं से स्पष्ट है—

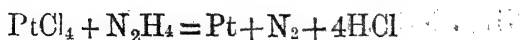
(१) क्षारीय ताम्र लवणों को लाल क्यूप्रस ऑक्साइड में परिवर्तित करता है—



(२) स्वर्ण क्लोराइड के विलयन से स्वर्ण मुक्त कर देता है—



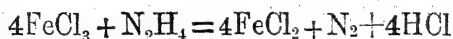
(३) जैटिनिक क्लोराइड के विलयन से जैटिनम धातु मिलती है—



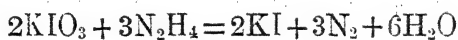
(४) रजत नाइट्रेट के विलयन से चाँदी मुक्त होती है—



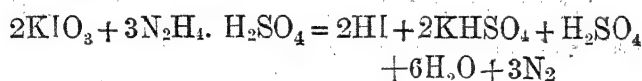
(५) यह फेरिक लवणों को फेरस में परिणत करता है—



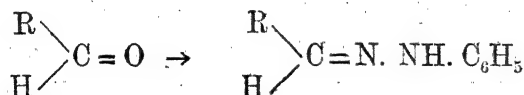
(६) यह आयोडाेटों को आयोडाइड में परिणत करता है—



अथवा हाइड्रैज़ीन सल्फेट से—

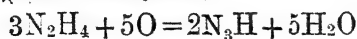


कार्बनिक रसायन में फेनिल हाइड्रैज़ीन, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}\cdot\text{NH}_2$, का बड़ा उपयोग है। इसकी सहायता से एलडीहाइड और कीटोन हाइड्रैज़ीन देते हैं—

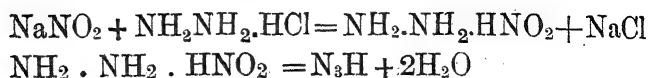


शर्कराओं के साथ ओसेज़ोन (osazone) बनते हैं जिनका बड़ा महत्व है।

हाइड्रैज़ोइक एसिड, (Hydrazoic acid) या एज़ो-इमाइड (azo-imide), N_3H —सन् १८६० में कार्बनिक यौगिकों से कुर्टियस (Curtius) ने इसे पहले पहल तैयार किया। यह हाइड्रैज़ीन को सावधानी से उपचित करने पर बनता है। उपचयन या तो नाइट्रिक एसिड द्वारा किया जा सकता है, या हाइड्रोजन परॉक्साइड द्वारा—



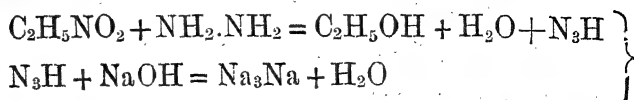
जिस प्रकार अमोनियम नाइट्राइट को गरम करने पर नाइट्रोजन मिलता है, उसी प्रकार हाइड्रैज़ीन नाइट्राइट को गरम करने पर हाइड्रैज़ोइक एसिड मिलता है। हाइड्रैज़ीन हाइड्रोक्लोराइड और सोडियम नाइट्राइट के साथ यह प्रतिक्रिया की जा सकती है—



नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड और हाइड्रैज़ीन लवण (बैज़ीन विलयन में) के योग से भी हाइड्रैज़ोइक एसिड मिलता है—



यदि एथिल या एमिल नाइट्राइट को हाइड्रैज़ीन और चार के साथ गरम किया जाय तो सोडियम ऐज़ाइड, N_3Na , बनता है—

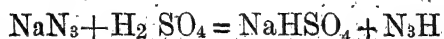
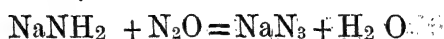
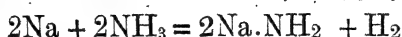


यदि रजत नाइट्राइट के सान्द्र विलयन में हाइड्रैज़ीन छोड़ा जाय तो रजत ऐज़ाइड (azide), N_3Ag , का दहीदार अवक्षेप आवेगा—



सन् १८६२ में विसलीसीनस (Wislicenus) ने अकार्बनिक पदार्थों से पहले पहल इस प्रकार हाइड्रैज़ोइक एसिड तैयार किया—

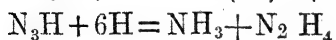
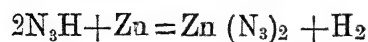
सोडियम और शुष्क अमोनिया के योग से 150° — 250° पर सोडामाइड, NaNH_2 , बना। सोडामाइड और नाइट्रस ऑक्साइड के योग से 160° पर सोडियम ऐज़ाइड मिला। सल्फ्यूरिक एसिड के साथ खणन करने पर इससे हाइड्रैज़ोइक एसिड मुक्त हुआ—



निर्जल हाइड्रैज़ोइक एसिड नीरंग द्रव है जिसका द्रवणांक— 60° और क्वथनांक 37° है। इसमें तीक्ष्ण दुर्गन्ध होती है। यह जोखमदार विस्फोटक है। यह पानी में शीघ्र घुल जाता है, और लगभग १ प्रतिशत मात्रा निम्न प्रकार आयन देती है—



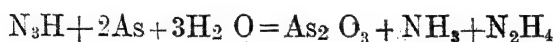
इसका विलयन त्वचा पर व्रण देता है। इस जलीय विलयन में लोहा, जस्ता, ताँबा और ऐल्यूमीनियम धातुयें घुल जाती हैं। घुलने पर हाइड्रोजन और अमोनिया दोनों निकलते हैं—



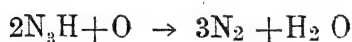
इसके लवण फेरिक क्लोराइड के साथ खूनी रंग देते हैं (जैसा कि थायोसायनेट के साथ)

हाइड्रैजोइक एसिड में अपचायक और उपचायक दोनों गुण हैं—

(१) सोडियम संरस या आर्सेनिक के योग में यह स्वयं अपचित होकर हाइड्रैजीन देता है, और कभी कभी अमोनिया भी। आर्सेनिक उपचित होकर आर्सेनियस ऑक्साइड हो जाता है—



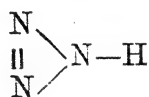
(२) यह पोटैशियम परमैंगनेट के विलयन का अपचयन करता है। प्रतिक्रिया में नाइट्रोजन मिलता है—



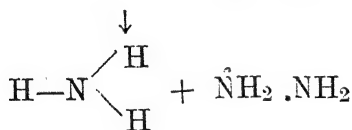
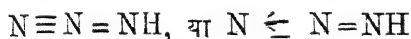
इसी प्रकार की प्रतिक्रिया नाइट्रस ऑक्साइड के भी साथ है—



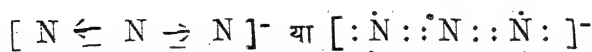
संगठन—पहले हाइड्रैजोइक एसिड निम्न प्रकार लिखा जाता था—



पर क्योंकि इसके अपचयन से अमोनिया और हाइड्रैजीन दोनों साथ साथ बनते हैं, थिऐले (Thiele) ने इसे इस प्रकार लिखना उचित समझा—



एक्सपरिमेंटों के चित्र से भी यह स्पष्ट है कि हाइड्रैजोइक एसिड में तीनों नाइट्रोजन एक पंक्ति में हैं। इसकी आयन को निम्न प्रकार चित्रित करते हैं—



नाइट्रोजन के ऑक्साइड—नाइट्रोजन के ६ ऑक्साइड पाये जाते हैं।

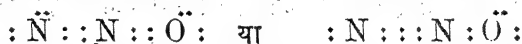
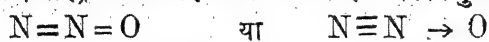
नाइट्रस ऑक्साइड	$N_2 O$
नाइट्रिक ऑक्साइड	NO
दिनाइट्रोजन त्रिऑक्साइड	$N_2 O_3$
नाइट्रोजन परीक्साइड	NO_2
नाइट्रोजन पंचौक्साइड	$N_2 O_5$
नाइट्रोजन त्रिऑक्साइड	NO_3

ऑक्साइडों का ऋणाणु संगठन—नाइट्रोजन के परमाणु में ० ऋणाणु हैं जिनमें से २ तो पहली कक्षा में हैं, और दूसरी कक्षा में ५ हैं। दूसरी कक्षा वाले ५ ऋणाणु ही यौगिक बनाने में सहायक होते हैं। इसी प्रकार ऑक्सीजन में कुल ८ ऋणाणु हैं, जिनमें से २ तो भीतरी कक्षा में हैं, और शेष ६ बाहरी कक्षा में। ये बाहरी कक्षा वाले ६ ऋणाणु ही यौगिक बनाने वाले हैं।

किस यौगिक में कितने बन्धन (bond) हैं, यह हम इस आधार पर निकाल सकते हैं कि (१) प्रत्येक बन्धन दो ऋणाणुओं के एक युग्म (:) से बनता है, (२) प्रत्येक परमाणु के चारों ओर ८ ऋणाणुओं का अष्टक पूरा होना चाहिये। नीचे के उदाहरणों से यह बात स्पष्ट हो जायगी। यह बात याद रखनी चाहिये कि जिन यौगिकों में ऋणाणुओं की संख्या विषम होती है, उनमें बन्धनों की संख्या पूरी पूरी नहीं निकलती। जो एकाकी ऋणाणु (lone pair) रह जाता है उसके कारण यौगिक अनुचुम्बकीय (paramagnetic) होता है।

नाइट्रस ऑक्साइड, N_2O —संयोज्यता के लिये २ नाइट्रोजनों से $2 \times 5 = 10$ ऋणाणु, और १ ऑक्सीजन से ६ ऋणाणु मिले। योग $10 + 6 = 16$ । इस ऑक्साइड में परमाणुओं की संख्या $2 + 1 = 3$ है। यदि प्रत्येक परमाणु का अष्टक अलग अलग पूरा हो तो $3 \times 8 = 24$ ऋणाणु चाहिये। पर ऋणाणु केवल १६ हैं, अतः $24 - 16 = 8$ ऋणाणुओं की कमी है। एक बन्धन के लिये २ ऋणाणु चाहिये। अतः ८ ऋणाणुओं में ४ बन्धन हुये।

इस लिए नाइट्रस ऑक्साइड का संगठन इस प्रकार हुआ।



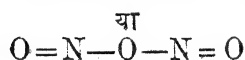
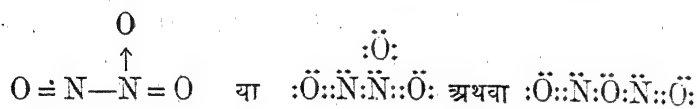
इसका अणु यदि गोलीय हो तो एक्स-रश्मि के मापन द्वारा गोले का व्यास 3.32 \AA होना चाहिये, पर एक्स रश्मि से पता चलता है कि अणु

गोला नहीं, प्रत्युत दंडिकावत् है। अतः स्पष्टतः तीनों परमाणु एक पंक्ति में हैं, जैसा कि ऊपर के सूत्र से स्पष्ट है।

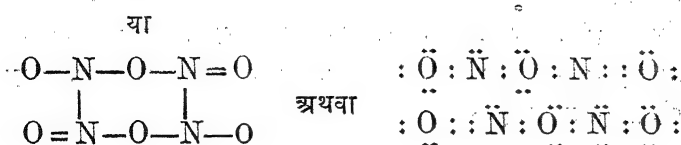
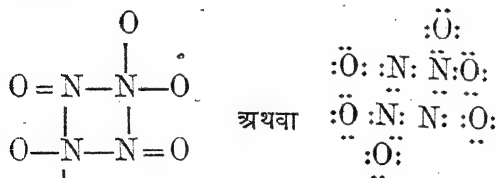
नाइट्रिक ऑक्साइड, NO—संयोज्यता वाले ५ ऋणाणु नाइट्रोजन से मिले और ६ ऑक्सीजन से। योग $५ + ६ = ११$ । परमाणुओं की संख्या २ है, अतः अलग अलग अष्टकों के लिये १६ ऋणाणु चाहिये अतः कमी $१६ - ११ = ५$ ऋणाणुओं की है। प्रत्येक बन्धन के लिये २ ऋणाणुओं का युग्म चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $\frac{५}{२} \times ५ = २\frac{१}{२}$ अर्थात् २ बन्धन तो युग्म वाले हैं, और एक एकाकी-ऋणाणु है। एकाकी ऋणाणु होने के कारण यह यौगिक अनुचुम्बकीय है। इसका संगठन इस प्रकार है—



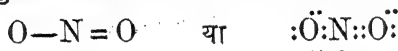
द्विनाइट्रोजन त्रिऑक्साइड, N_2O_3 —२ नाइट्रोजनों से $२ \times ५ = १०$ ऋणाणु संयोज्यता के लिये, और ३ ऑक्सीजनों से $३ \times ६ = १८$ ऋणाणु मिले। योग $१० + १८ = २८$ । परमाणुओं की संख्या $२ + ३ = ५$ है। अलग अलग अष्टक पूरे होने के लिये ४० ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{१}{२} (४० - २८) = ६$ । अतः इसका संगठन निम्न हुआ—



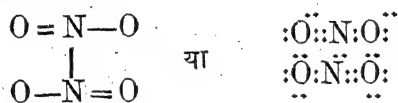
• वाष्प घनत्व के आधार पर इस ऑक्साइड का सूत्र N_2O_3 नहीं, बल्कि N_4O_6 है। अतः बन्धनों की संख्या १२ हुई। इसे निम्न रूपों से चित्रित कर सकते हैं—



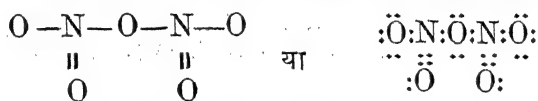
नाइट्रोजन पराक्साइड, NO_2 —और चतुःआक्साइड, N_2O_4 —पराक्साइड NO_2 में संयोज्यता के लिये ऋणाणुओं का योग $= 5 + 6 \times 2 = 17$ । परमाणुओं की संख्या ३ है अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(7 \times 3 - 17) = 3\frac{1}{2}$ । स्पष्टतः इसमें एकाकी-ऋणाणु १ है। यह अनुचुम्बकीय हुआ। इसकी रचना निम्न प्रकार चित्रित की जा सकती है—



नाइट्रोजन चतुःआक्साइड, N_2O_4 , में ऋणाणुओं का योग $5 \times 2 + 6 \times 4 = 34$ है। परमाणु ६ हैं अतः बन्धनों की संख्या $\frac{1}{2}(6 \times 7 - 34) = 7$ हुई। इसमें कोई एकाकी ऋणाणु नहीं है अतः यह प्रचुम्बकीय (diamagnetic) है। इसे निम्न प्रकार चित्रित करेंगे—

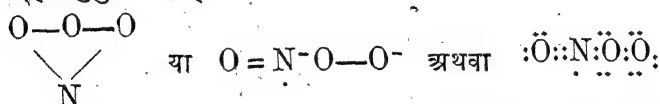


नाइट्रोजन पंचाक्साइड, N_2O_5 —इसमें संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या का योग $5 \times 2 + 6 \times 5 = 40$ है। कुल ७ परमाणु हैं। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(7 \times 5 - 40) = 7$ । इसे निम्न प्रकार चित्रित करेंगे—

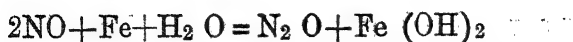


यह भी प्रचुम्बकीय है क्योंकि इसमें कोई एकाकी ऋणाणु नहीं है।

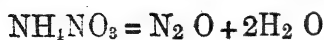
नाइट्रोजन त्रिआक्साइड, NO_3 —इसमें संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या का योग $5 + 6 \times 3 = 23$ है। कुल ४ परमाणु हैं। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(4 \times 5 - 23) = 4\frac{1}{2}$ है। एकाकी ऋणाणु एक है अतः यह अनुचुम्बकीय है—



नाइट्रस आक्साइड, N_2O —सन् १७७२ में प्रोस्टले (Priestley) ने नाइट्रिक आक्साइड और लोहे के बुरादे के योग से इसे बनाया था। क्योंकि प्रतिक्रिया में आयतन का संकोचन होता है, अतः इसका नाम “कम हुई नाइट्रस हवा” (diminished nitrous air) रक्खा गया। प्रतिक्रिया इस प्रकार है—

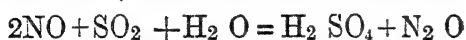


सन् १७६६ में डेवी (Davy) ने इसे अमोनियम नाइट्रेट को गरम करके (२५५° तक) बनाया, और इसकी विस्तृत मीमांसा की—

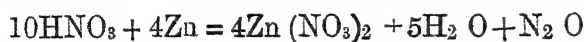


अमोनियम सल्फेट और सोडियम नाइट्रेट के मिश्रण को भी गरम करके इसे बना सकते हैं। विनिमय द्वारा पहले अमोनियम नाइट्रेट बनता है, जो बाद को विभक्त हो जाता है।

सल नाइट्रिक ऑक्साइड को सल्फाइटों या गन्धक द्विऑक्साइड द्वारा अपचित करके भी नाइट्रस ऑक्साइड बनाया जा सकता है।



जरते और हल्के नाइट्रिक ऐसिड की प्रतिक्रिया से भी बनता है—



नाइट्रस ऑक्साइड गैस को “हँसाने वाली गैस” (laughing gas) भी कहते हैं। यह नीरंग गैस है, और इसमें मीठा स्वाद और अच्छी गन्ध होती है। इससे हलकी सी मूर्च्छना आ जाती है। दाँत उखाड़ने वाले चिकित्सक इसका उपयोग करते हैं। इसमें उत्तेजना और मूर्च्छना दोनों के गुण विद्यमान हैं। दाँत के रोगी इसके सूँघने के बाद हँसने लगे, पर कभी कभी आवेश में आकर विकित्सक को मार बैठते हैं। ईथर या क्लोरोफार्म के साथ मिला कर मूर्च्छना के लिये इसका शल्य कर्म में प्रयोग किया जाता है।

यह गैस पानी में कुछ विलेय है—

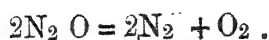
तापक्रम	०°	१०°	२०°	३०°
विलेयता	१.३०६	०.६२	०.६७	०.५२ आयतन

१ आयतन पानी में

एल्कोहल में यह अधिक घुलता है। इसके जल में विलयन का लिटमस पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता, अतः इसे हाइपोनाइट्रस ऐसिड का एनहाइड्राइड नहीं कहा जा सकता। ($\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$)।

—६०° तक ठंडा किये जाने पर (अथवा ०° पर ३० वायुमंडल दाब पर) यह द्रवीभूत हो जाता है। यह नीरंग द्रव है जिसका क्वथनांक —८८.७° है। द्रव—१०२° पर ठोस हो जाता है।

रक्ततप्त किये जाने पर नाइट्रस ऑक्साइड विभक्त होकर नाइट्रोजन देता है—



अतः यह भस्मीकरण या जलने में कुछ सहायक होता है (हवा से अधिक पर ऑक्सीजन से कम) । रक्ततप्त ताँबे पर प्रवाहित करने पर भी यह विभक्त हो जाता है—



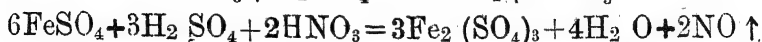
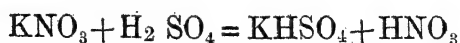
नाइट्रिक ऑक्साइड, NO—(१) सन् १७७२ में प्रीस्टले (Priestley) ने इस गैस की पहले पहले समीक्षा की । उसने इसका नाम “नाइट्रस-एयर” रक्खा था । इसे उसने हलके नाइट्रिक एसिड और ताँबे या पारे के योग से बनाया था—



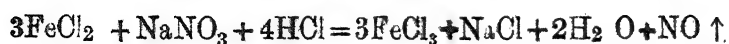
एक फ्लास्क में ताँबे का छीजन लो और फिर थिसेल फनेल द्वारा थोड़ा थोड़ा नाइट्रिक एसिड (१ भाग सान्द्र एसिड में एक भाग पानी) डालो । पहले तो भूरी भापें निकलेंगी जो नाइट्रोजन परीक्साइड की हैं । यह परीक्साइड नाइट्रिक ऑक्साइड और हवा के ऑक्सीजन के योग से बनता है । $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ । भूरी भापों के निकलने के बाद फिर नीरंग गैस निकलेगी जो पानी पर इकट्ठी की जा सकती है, क्योंकि यह पानी में कम विलेय है ।

(२) यह नाइट्रिक ऑक्साइड फेरस सल्फेट के विलयन के साथ भूरा-काला सा विलयन देता है जो $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$ का है । इस काले विलयन को गरम करने पर शुद्धनाइट्रिक ऑक्साइड मिलता है ।

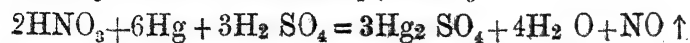
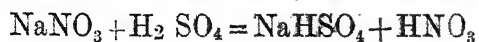
(३) पोटैशियम नाइट्रेट, फेरस सल्फेट और हलके सल्फ्यूरिक एसिड को साथ साथ गरम करने पर पहले तो उपर्युक्त काला विलयन $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$, मिलता है, पर और अधिक गरम करने पर नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है ।



(४) फेरस क्लोराइड (लोहे और हाइड्रोक्लोरिक एसिड से), हाइड्रोक्लोरिक एसिड और सोडियम नाइट्रेट को गरम करने पर भी नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—



(५) सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड, पारा और सोडियम नाइट्रेट को साथ साथ गरम करने पर शुद्ध नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—

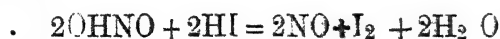


इस प्रतिक्रिया का उपयोग नाइट्रेट या नाइट्राइट के परिमाणन में किया जाता है।

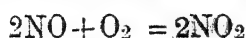
(६) पोटैशियम नाइट्राइट और पोटैशियम फेरोसायनाइड के विलयनों को हल्के एसिटिक एसिड के विलयन में डालने पर भी शुद्ध नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—



(७) नाइट्रस एसिड और हाइड्रोआयोडिक एसिड के योग से (KI , NaNO_2 और सल्फ्यूरिक एसिड से) भी नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—



नाइट्रिक ऑक्साइड नीरंग गैस है। हवा के योग से यह फौरन नाइट्रोजन परीक्साइड में परिणत हो जाता है—



यह गैस हवा की अपेक्षा थोड़ा भारी है (1.032 गुना)। यह बहुत नीचे के तापक्रमों पर ही द्रव हो पाती है। इसका द्रवणांक— 16.0°C और क्वथनांक— 15.0°C है (चरम तापक्रम— -86° , चरम दाब 68 वायुमंडल)। यह पानी में कम विलेय है।

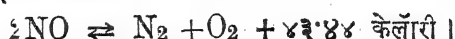
तापक्रम	0°	30°	60°
	0.074	0.040	0.0265 आयतन

(विलेयता १ आयतन पानी में)

जैसा कहा जा चुका है, यह फेरस सल्फेट विलयन में अच्छी तरह विलेय है। $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$ रूप का काला विलयन बनता है। फेरस क्लोराइड

के विलयन में $\text{FeCl}_2 \cdot \text{NO}$ बनता है। ताम्र सल्फेट और निकेल, कोबल्ट और मैंगनीज के यौगिक भी इसे घोल कर कुछ वैसा ही यौगिक बनाते हैं।

नाइट्रिक ऑक्साइड ऊँचे तापक्रमों पर ही विभाजित होता है—

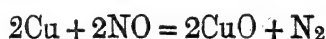


इस प्रतिक्रिया से स्पष्ट है कि तापक्रम जितना ऊँचा होगा, साम्य मिश्रण में उतनी ही नाइट्रिक ऑक्साइड की मात्रा अधिक होगी। 500° के नीचे प्रतिक्रिया इतनी धीमी है कि कभी साम्य स्थापित ही नहीं हो पाता। इसी लिए नाइट्रिक ऑक्साइड इतना स्थायी प्रतीत होता है। 1500° के निकट गैस लगभग पूर्णतः विभक्त हो जाती है, क्योंकि साम्य शीघ्र स्थापित होता है। 3000° के निकट साम्य बायीं ओर को खिसकता है और लगभग ५-६ प्रतिशत नाइट्रिक ऑक्साइड साम्यावस्था में बराबर रहता है।

वायुमंडल के नाइट्रोजन के स्थिरीकरण या निग्रहण (fixation of nitrogen) में इस प्रतिक्रिया के इन गुणों का ध्यान रखा जाता है।

नाइट्रिक ऑक्साइड ज्वालाओं के जलने में सहायक नहीं है। पर जलता हुआ फॉसफोरस या दहकता कोयला इस गैस में जलता रहता है क्योंकि इसके संपर्क से नाइट्रिक ऑक्साइड विभक्त हो जाता है; और जो ऑक्सीजन मुक्त होता है, वह जलने में सहायक है—

ताँब को इस गैस में गरम किया जाय तो यह उपचित होकर क्यूप्रिक ऑक्साइड हो जाता है—

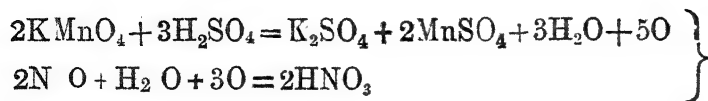


नाइट्रिक ऑक्साइड का परिस्थिति के अनुसार अपचयन भी हो सकता है और उपचयन भी। जब उपचयन होता है, तो यह गैस नाइट्रोजन परीक्साइड या नाइट्रिक ऐसिड में परिणत हो जाती है। नाइट्रोजन परीक्साइड तो हवा के संस्पर्ग से ही बन जाता है। नाइट्रिक ऐसिड बनने के कुछ उदाहरण नीचे दिये जाते हैं—

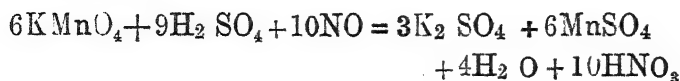
(१) आयोडीन का हलका विलयन नाइट्रिक ऑक्साइड को नाइट्रिक ऐसिड में परिणत कर देता है—



(२) पोटैशियम परमैंगनेट के अम्लीय विलयन में नाइट्रिक ऑक्साइड प्रवाहित करने पर भी नाइट्रिक ऐसिड बनता है—

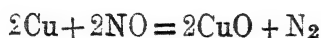


अथवा—

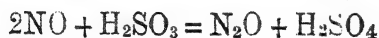


नाइट्रिक ऑक्साइड का अपचयन होने पर यह नाइट्रोजन या नाइट्रस ऑक्साइड बनता है, और कभी कभी अमोनिया भी।

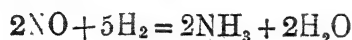
(१) ताँबे के साथ गरम करने पर नाइट्रोजन बनता है—



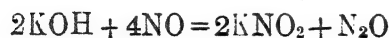
(२) सल्फ्यूरस ऐसिड के योग से नाइट्रस ऑक्साइड बनता है—



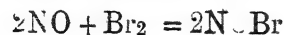
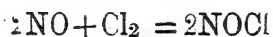
(३) नाइट्रिक ऑक्साइड और हाइड्रोजन का मिश्रण प्लैटिनम श्याम या अन्य उत्प्रेरक पर प्रवाहित किया जाय, तो अमोनिया बनेगी—



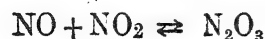
(४) पोटैशियम हाइड्रॉक्साइड के सान्द्र विलयन में यदि यह गैस प्रवाहित की जाय तो नाइट्राइड और नाइट्रस ऑक्साइड बनते हैं—



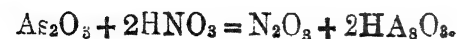
नाइट्रिक ऑक्साइड क्लोरीन या ब्रोमीन से संयुक्त होकर नाइट्रसिल क्लोराइड या नाइट्रसिल ब्रोमाइड बनता है—



दिनाइट्रोजन त्रिऑक्साइड, N_2O_3 — यह अस्थायी यौगिक है जो नाइट्रोजन परऑक्साइड और नाइट्रिक ऑक्साइड को मिलाने पर बनता है—

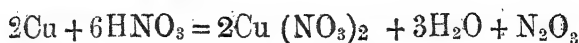


यदि दोनों गैसों का मिश्रण— 30° तक ठंढा किया जाय तो नीला द्रव मिलता है। नाइट्रिक ऐसिड (१.५ घनत्व) और आर्शेनियस ऑक्साइड के योग से भी यह बनता है—



प्रतिक्रिया यदि उग्र हो तो मिश्रण को ठंडा कर लेना चाहिये ।

५N या ६N— नाइट्रिक एसिड (घनत्व १.१७) और ताँबे के योग से भी यह त्रिऑक्साइड बनता है—



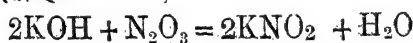
यह स्मरण रहे कि इस प्रकार की प्रतिक्रियाओं में नाइट्रिक ऑक्साइड और नाइट्रोजन परीक्साइड का वस्तुतः मिश्रण प्राप्त होता है। यह मिश्रण जब ठंडा करके द्रवाभूत किया जाता है, तभी द्विनाइट्रोजन त्रिऑक्साइड बनता है। हवा के साधारण तापक्रम पर यह त्रिऑक्साइड ६७% विभक्त रहता है—



त्रिऑक्साइड का क्वथनांक— -2° है। -21° के नीचे के तापक्रमों पर यह परीक्साइड और नाइट्रिक ऑक्साइड में विभक्त नहीं होता।

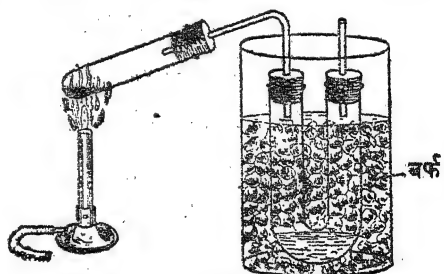
साधारण तापक्रम पर इस गैस में निम्न ऑक्साइडों के मिश्रण होते हैं— N_2O_3 , N_4O_6 , NO , NO_2 , और N_2O_4 ।

मिश्रण होने के कारण स्वभावतः यह गैस पानी के योग से नाइट्रस और नाइट्रिक एसिड दोनों देती है (नाइट्रिक ऑक्साइड अविलेय बना रहता है। शुष्क कास्टिक पोटाश में शोषित होकर यह गैस केवल पोटेसियम नाइट्राइट देती है—



नाइट्रोजन परीक्साइड, NO_2 , और नाइट्रोजन चतुः ऑक्साइड,

N_2O_4 —नाइट्रेट, नाइट्राइट और अम्लों के योग से जो भूरी वाष्पें निकलती हैं, उनसे तो हमारा परिचय बहुत पुराना है। प्रत्येक सुनार जो सोना चाँदी के काम में शोरे के तेजाब का



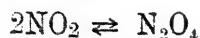
प्रयोग करता है, इन वाष्पों से परिचित है। सन् १८१६ में गे लूसाक (Gay Lussac) ने इस गैस की शुद्ध रचना प्रमाणित की।

चित्र ६१—नाइट्रोजन परीक्साइड

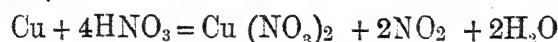
(१) यह कहा जा चुका है कि यह गैस नाइट्रिक ऑक्साइड और हवा के संपर्क से बनती है—



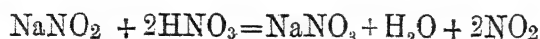
वस्तुतः १४०° तापक्रम के नीचे नाइट्रोजन परीक्साइड के अधिकांश अणु गुणित रहते हैं। इस गुणित यौगिक का नाम नाइट्रोजन चतुः ऑक्साइड, N_2O_4 , है—



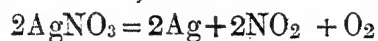
(२) सान्द्र नाइट्रिक एसिड और ताँबे (या बिसमथ) के योग से गरम करने पर नाइट्रोजन परीक्साइड बनता है (प्रीस्टले)—



(३) सोडियम नाइट्राइट पर नाइट्रिक एसिड के प्रभाव से भी यह बनता है—

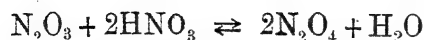


(४) कठोर काँचकी नली में लेड नाइट्रेट (या किसी भी भारी धातु के नाइट्रेट) को गरम करने पर भी जो भूरी भापें निकलती हैं, वे इसी परीक्साइड की हैं और कुछ ऑक्सीजन भी निकलता है। धातु का ऑक्साइड बच रहता है।

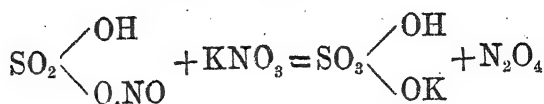


नाइट्रोजन परीक्साइड को बर्फ और नमक के मिश्रण में प्रवाहित करके पीला द्रव प्राप्त हो सकता है (चित्र ६१)।

(५) नाइट्रिक ऑक्साइड और नाइट्रोजन परीक्साइड के मिश्रण (N_2O_3) पर नाइट्रिक एसिड (और फॉस्फोरस पंचौक्साइड) की प्रतिक्रिया से यह गैस आसानी से मिलती है। यह मिश्रण तो जैसा ऊपर कहा जा चुका है आर्सीनियस ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के योग से बनता है।



(६) नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड को पोटैशियम नाइट्रेट के साथ गरम करने पर नाइट्रोजन परीक्साइड बहुत आसानी से बनता है—



धूम्रवान नाइट्रिक-ऐसिड में सल्फर ट्राऑक्साइड प्रवाहित करके लेई ऐसा नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक ऐसिड बनता है। इसमें शुष्क पोटैसियम नाइट्रेट छोड़ कर गरम करना चाहिये। गैस को ठंडा करके इकट्ठा करना चाहिये।

नाइट्रोजन परीक्साइड भूरी गैस है। इसका रंग गरम करने पर चटक होता जाता है। यह अन्तर निम्न प्रकार विघटन होने के कारण है—



नाइट्रोजन परीक्साइड का वाष्पघनत्व भिन्न भिन्न तापक्रमों पर माँलूम कर लेने पर यह अनुमान लगाया जा सकता है* कि इसमें कितने प्रतिशत अणु NO_2 है और कितने N_2O_4 । हाइड्रोजन की अपेक्षा से यह वाष्प घनत्व नीचे दिया जाता है।

* (१) आयतन की दृष्टि से प्रतिशतता इस प्रकार निकालते हैं—
मान लो कि ११.२ लीटर गैस में य लीटर NO_2 के हैं और ११.२-य N_2O_4 के।

हाइड्रोजन की अपेक्षा से जो वाष्पघनत्व दिया है, वह ११.२ लीटर गैस का “भार” है।

NO_2 का अणुभार ४६ और N_2O_4 का ९२ है। अतः २२.४ लीटर NO_2 का भार ४६, और २२.४ लीटर N_2O_4 का भार ९२ है। य लीटर NO_2 का भार = $\frac{य \times ४६}{२२.४}$ है। ११.२-य लीटर N_2O_4 का भार = $\frac{(११.२-य) ९२}{२२.४}$

$$\therefore \text{वाष्पघनत्व} = \frac{य \times ४६}{२२.४} + \frac{(११.२-य) ९२}{२२.४} = \frac{४६ (२२.४-य)}{२२.४}$$

आयतन की दृष्टि से प्रतिशतता NO_2 की (प्र) = $\frac{१००य}{११.२}$, अथवा य = $\frac{११.२प्र}{१००}$

$$\therefore \text{वाष्प घनत्व} = \frac{४६}{२२.४} \left(२२.४ - \frac{११.२प्र}{१००} \right) = ४६ (१ - ०.०००५ प्र)$$

$$\therefore प्र = २०० \left(१ - \frac{\text{वा. घ.}}{४६} \right)$$

(२) भार की दृष्टि से प्रतिशतता निकालना और आसान है।

तापक्रम	वाष्पघनत्व (H = १)	NO ₂ प्रतिशत	
		आयतन से	भार से
२६.७°	३८.२	३४.०	२०.१
६०.२°	३०.०	६६.८	५२.८
१००.१°	२४.२	६४.८	८६.३
१३५.०°	२३.०५	६८.८	६६.१
१४०.०°	२२.६६	६६.१	१००

१३५°-१४०° तापक्रम के ऊपर और गरम करने पर घनत्व कुछ और कम होता है। १४०° के निकट लगभग शत प्रतिशत गैस नाइट्रोजन परौक्साइड, NO₂, है, शुद्ध NO₂ का घनत्व २३ होना चाहिये। शुद्ध N₂O₄ का घनत्व इसका दुगुना (४६) होता है। सारणी में दिये गये तापक्रमों पर घनत्व २२ और ४४ के ही बीच की कोई संख्या है।

प्रतिक्रियायें—

(१) नाइट्रोजन परौक्साइड न तो जलता है, और न जलने में

सर्वयोग $\frac{४६ (२२.४-य)}{२२.४}$ में NO₂ = $\frac{य \times ४६}{२२.४}$; अर्थात् २२.४-य में य।

अतः १०० में $\frac{१०० य}{२२.४-य}$

∴ प्रतिशतता = $\frac{१०० य}{२२.४-य}$

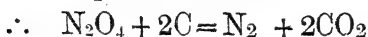
वा. घ. = $\frac{४६ (२२.४-य)}{२२.४} = ४६ - \frac{४६ य}{२२.४}$

∴ य = $\left(\frac{४६-वा. घ.}{४६} \right) २२.४$

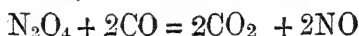
= $२२.४ - \frac{वा. घ. २२.४}{४६}$

∴ प्रतिशतता = $\frac{१०० (२२.४ - \frac{वा. घ. \times २२.४}{४६})}{वा. घ. \times २२.४} = \left(\frac{४६००}{वा. घ.} - १०० \right)$

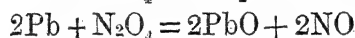
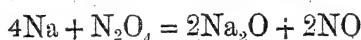
सहायक है। केवल जलता हुआ फॉस्फोरस और दहकता कोयला, जो जलने पर उच्च तापक्रम देते हैं, इसमें जलते रहते हैं क्योंकि वे इसे विभक्त कर देते हैं।



(२) कार्बन एक्जोक्साइड इस गैस में जल कर स्वयं द्विऑक्साइड बनता है और इसे नाइट्रिक ऑक्साइड में परिणत कर देता है—

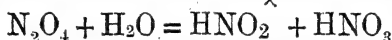


(३) सोडियम और सीसा भी इसी प्रकार प्रतिक्रिया करते हैं—



(४) फेरस सल्फेट या फेरस क्लोराइड के साथ यह स्थायी योगजात यौगिक $4\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}_2$ या $4\text{FeCl}_2 \cdot \text{NO}_2$ बनाता है (जैसे कि नाइट्रिक ऑक्साइड के साथ $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$)।

(५) पानी के संसर्ग से यह नाइट्रिक और नाइट्रस एसिड दोनों देता है—



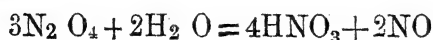
फिर नाइट्रस एसिड विभक्त हो जाता है। यदि पानी न हो तो विभक्त होने की क्रिया इस प्रकार होती है—



पर पानी के आधिक्य में नाइट्रस एसिड निम्न प्रकार विभक्त होगा—



इस प्रकार यदि नाइट्रोजन परीक्साइड को पानी में प्रवाहित करें तो अन्तिम फल यह होगा कि नाइट्रिक एसिड बनेगा और नाइट्रिक ऑक्साइड गैस निकलेगी—



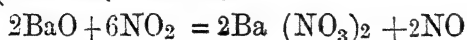
नाइट्रिक एसिड के संश्लेषण में इस प्रतिक्रिया का महत्व है।

(६) उर्ध्वत प्रतिक्रियाओं के अनुसार ही, यदि नाइट्रोजन परीक्साइड को कास्टिक सोडा के विलयन में प्रवाहित किया जाय तो नाइट्राइट और नाइट्रेट दोनों बनेंगे और कुछ नाइट्रिक ऑक्साइड भी बनेगा।

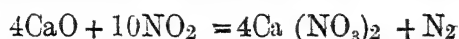


अतः स्पष्टतः क्षारों के विलयनों में नाइट्रोजन परीक्साइड को पूर्णतः शोषित नहीं किया जा सकता क्योंकि नाइट्रिक ऑक्साइड बहुत कम विलेय है।

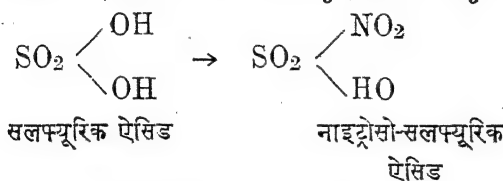
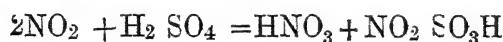
२००° पर बेराइट्रा इस गैस में दहकने लगता है। बेरियम नाइट्रेट और नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—



चूने, या जस्ते के ऑक्साइड को इसके संपर्क में गरम करने पर भी ऐसी ही प्रतिक्रिया होती है। कभी कभी नाइट्रोजन भी निकलता है—

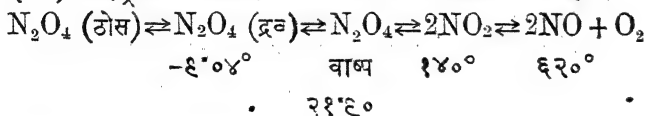


(७) नाइट्रोजन परीक्साइड सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में विलेय है और नाइट्रोसो-सलफ्यूरिक एसिड बनता है।

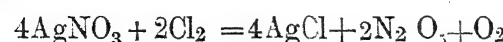


(८) उपचायक होने के कारण यह पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में से आयोडीन मुक्त कर देता है।

(९) नाइट्रोजन परीक्साइड का निम्न साम्य उल्लेखनीय है—



नाइट्रोजन पंचौक्साइड, N_2O_5 —(१) सन् १८४६ में डेविल (Deville) ने शुष्क रजत नाइट्रेट पर क्लोरीन की प्रतिक्रिया से इसे बनाया था—

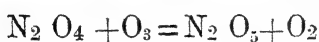


(२) इसके बनाने की सबसे आसान विधि यह है कि जल रहित नाइट्रिक एसिड (१ भाग) पर फॉस्फोरस पंचौक्साइड (२ भाग) की प्रति-

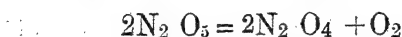
क्रिया की जाय। दोनों को ठंडे तापक्रम पर मिलाते हैं, और फिर $60^{\circ}-70^{\circ}$ तक गरम करते हैं। नाइट्रोजन पंचौक्साइड की वाष्पें उड़ती हैं, जिन्हें अच्छी तरह ठंडा करके पंचौक्साइड का पीला ठोस पदार्थ मिलता है।



(३) ठंडे किये हुये द्रव नाइट्रोजन चतुः ऑक्साइड में ओज़ोन प्रवाहित करने पर भी मणिमय पंचौक्साइड बनता है—

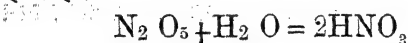


शुद्ध नाइट्रोजन पंचौक्साइड के सफेद जलग्राही मणिम होते हैं, जो 0° के नीचे स्थायी है, पर हवा के तापक्रम पर विभक्त होने लगते हैं। विभक्त होने पर यह पीले पड़ जाते हैं—



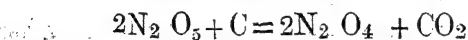
ये मणिम 25.5° पर पिघलते हैं, और पिघलने के साथ साथ विभक्त भी होते हैं। पिघलने पर काला भूरा द्रव मिलता है। 50° पर इसमें से भूरी भापें (NO_2) निकलने लगती हैं। अगर मणिम को यकायक गरम कर दिया जाय, तो इनमें विस्फोट होता है।

नाइट्रोजन पंचौक्साइड जल के योग से नाइट्रिक एसिड देता है इसी-लिये इसे नाइट्रिक ऐनहाइड्राइड भी कहते हैं। प्रतिक्रिया में गरमी पैदा होती है।



फॉस्फोरस और पोटैसियम द्रव पंचौक्साइड में थोड़ा सा गरम करने पर जलने लगते हैं।

द्रव पंचौक्साइड के उबलने पर भी कोयला इसे विभक्त नहीं कर पाता पर कोयला पहले जला लिया जाय, तो इसमें ज़ोरों से जलता रहता है।



गन्धक इसमें जल कर सफेद धूप देता है, जिसे ठंडा करने पर नाइट्रो-सलफोनिक ऐनहाइड्राइड, $S_2O_5 (NO_2)_2$, बनता है।

सान्द्र नाइट्रिक एसिड में इस पंचौक्साइड को घोल कर ठंडा करने पर $N_2 O_5 \cdot 2HNO_3$ के मणिम मिलते हैं (द्रवणांक 5°)।

नाइट्रोजन त्रिऑक्साइड, NO_3 —नाइट्रोजन परीक्साइड और ऑक्सी-

जन के मिश्रण पर विद्युत् विसर्ग की प्रतिक्रिया से यह तैयार किया गया है। यह नीरंग ठोस पदार्थ है जो 180° के नीचे ही स्थायी है।

नाइट्रोजन के ऑक्सि-ऐसिड—नाइट्रोजन के पाँच ऑक्सि-ऐसिड उल्लेखनीय हैं—

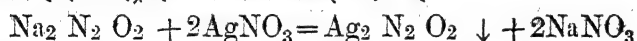
- | | |
|------------------------|-------------|
| १. हाइपोनाइट्रस ऐसिड | $H_2N_2O_2$ |
| ५. हाइड्रोनाइट्रस ऐसिड | H_2NO_2 |
| ३. नाइट्रस ऐसिड | HNO_2 |
| ४. नाइट्रिक ऐसिड | HNO_3 |
| ५. परनाइट्रिक ऐसिड | HNO_5 |

हाइपोनाइट्रस ऐसिड, $H_2N_2O_2$ —सन् १८७१ में डाइवर्स (Divers) ने सोडियम नाइट्राइट या नाइट्रेट के विलयन को सोडियम संरस से अपचित करके एक द्रव प्राप्त किया। शिथिल किये जाने पर यह द्रव रजत नाइट्रेट के साथ पीला अवक्षेप देता है। पहले तो यह अवक्षेप $AgNO$ समझा जाता था, और जिस अम्ल का यह लवण है उसे डाइवर्स ने हाइपोनाइट्रस ऐसिड नाम दिया। बाद को पता चला कि यह अम्ल HNO नहीं, प्रत्युत इसका द्विगुण $H_2N_2O_2$ है।

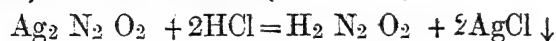
(१) सोडियम नाइट्राइट और सोडियम संरस के साथ इस प्रकार प्रतिक्रिया होती है—



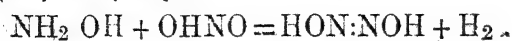
यह सोडियम हाइपोनाइट्राइट रजत नाइट्रेट के साथ शिथिल विलयन में सिलवर हाइपोनाइट्राइट का पीला अवक्षेप देता है—



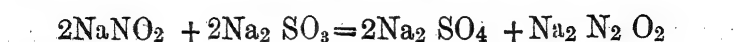
सिलवर हाइपोनाइट्राइट के अवक्षेप को हलके हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ खरल में पीसने पर हाइपोनाइट्रस ऐसिड मुक्त हो जाता है। अवक्षेप को छान कर अलग कर लेते हैं।



(२) नाइट्रस ऐसिड और हाइड्रॉक्सिलेमिन की प्रतिक्रिया से भी हाइपोनाइट्रस ऐसिड देता है—

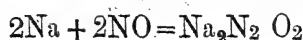


(३) सल्फाइट और नाइट्राइट के योग से भी हाइपोनाइट्राइट बनते हैं।



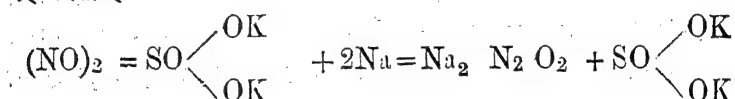
(४) सोडियम हाइड्रॉक्सिलेमिन सल्फोनेट, $\text{OH} \cdot \text{NH} (\text{SO}_3\text{Na})$, और कार्बिक एसिड की प्रतिक्रिया से भी सोडियम हाइपोनाइट्राइट बनता है—
 $2\text{OH} \cdot \text{NHSO}_3\text{Na} + 4\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{Na}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$

(५) यदि द्रव अमोनिया में सोडियम घोला जाय और फिर नाइट्रिक ऑक्साइड प्रवाहित किया जाय तो भी सोडियम हाइपोनाइट्राइट बनता है—



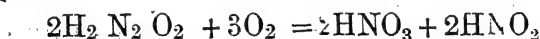
(६) पिरिडिन के सोडियम यौगिक को बैंज़ीन में छितरा कर यदि उसमें नाइट्रिक ऑक्साइड प्रवाहित करें, तब भी सोडियम हाइपोनाइट्राइट बनता है।

(७) पोटैशियम नाइट्रोसो-सल्फेट और सोडियम संरस के योग से भी यह बनता है—

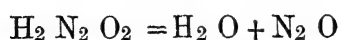


इन सब विधियों से सोडियम हाइपोनाइट्राइट बनता है, जो रजत नाइट्रेट के योग से रजत हाइपोनाइट्राइट में परिणत किया जाता है। यदि जल रहित हाइड्रोक्लोरिक एसिड को ईथर में घोलें, और फिर रजत हाइपोनाइट्राइट इसमें छोड़ें, तो हाइपोनाइट्रस एसिड का विलयन मिलेगा। शून्य में इसे उड़ाने पर मणिभीय हाइपोनाइट्रस एसिड मिलेगा।

शुद्ध हाइपोनाइट्रस एसिड के सफेद पत्र होते हैं। रगड़ खाने पर यह विस्फोट देता है। यह इतना निर्बल अम्ल है कि सोडियम कार्बोनेट के योग से बुदबुदाहट नहीं देता। हवा में रख छोड़ने पर धीरे धीरे निम्न प्रकार विभक्त होता है—

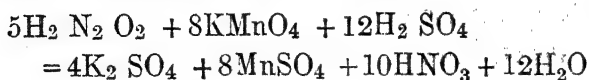


अकेले गरम किये जाने पर यह निम्न प्रतिक्रिया देता है—

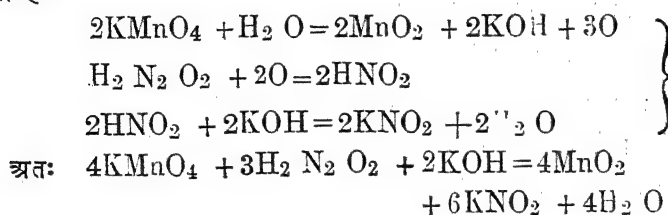


अतः सोडियम हाइपोनाइट्राइट के विलयन को हलके सलपथूरिक एसिड के साथ गरम करने पर नाइट्रस ऑक्साइड गैस निकलती है जो सुलगती चिनगारी को प्रज्वलित कर देती है।

हाइपोनाइट्रस ऐसिड अपचायक है। पोटैसियम परमैंगनेट के योग से अम्लीय विलयन में यह नाइट्रिक ऐसिड बन जाता है—

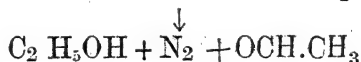
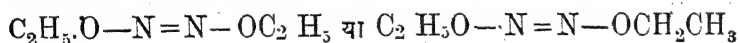


पर क्षारीय विलयनों में परमैंगनेट की प्रतिक्रिया से यह नाइट्राइट देता है—



हाइपोनाइट्रस ऐसिड का सूत्र HNO नहीं, प्रत्युत द्विगुण $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ है, इसकी पुष्टि निम्न आधार पर होती है।

(१) इसका एथिल एस्टर $(\text{C}_2\text{H}_5)_2 \text{N}_2\text{O}_2$, विभक्त होने पर एल-कोहल, एलडीहाइड और नाइट्रोजन देता है, जिससे स्पष्ट है कि इसमें ऐज़ो समूह $-\text{N}=\text{N}-$ है—



• यह एथिल हाइपोनाइट्राइट एथिल आयोडाइड और रजत हाइपोनाइट्राइट के योग से बनता है। इसका वाष्प-घनत्व भी यही बताता है कि इसका सूत्र $(\text{C}_2\text{H}_5\text{N}_2\text{O}_2)_2$ है।

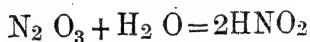
(२) हाइपोनाइट्रस ऐसिड का सूत्र द्विगुण होने से यह द्विमसमिक अम्ल हो जाता है, अतः इसके लवण भी दो श्रेणियों के होने चाहिये, $\text{KH} \cdot \text{N}_2\text{O}_2$ और $\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2$ । ऐसा है भी। शिथिल बिन्दु $\text{KH} \cdot \text{N}_2\text{O}_2$ स्थिति में ही आ जाता है।

(३) ऐसिड के विलयन का द्रवणांक भी बताता है कि इसका सूत्र द्विगुण है।

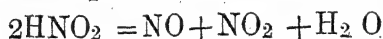
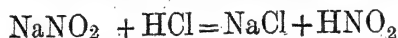
हाइड्रोनाइट्रस ऐसिड और हाइड्रोनाइट्राइट $-\text{H}_2\text{NO}_2-$ द्रव अमोनिया में सोडियम घोल कर सोडियम नाइट्राइट से प्रतिक्रिया करने पर

सोडियम हाइड्रोनाइट्राइट, Na_2NO_2 , बनता है। यह अस्थायी यौगिक है, और $100^\circ - 130^\circ$ पर उग्रतापूर्वक विभक्त होता है। मुक्त ऐसिड, H_2NO_2 , नहीं ज्ञात है।

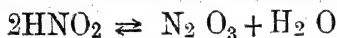
नाइट्रस ऐसिड (Nitrous acid), HNO_2 —यह अस्थायी ऐसिड है, और सुरक्षित नहीं रखा जा सकता। पर इसके लवण स्थायी हैं। द्विनाइट्रोजन विआक्साइड, N_2O_3 , और पानी के योग से 0° पर नाइट्रस ऐसिड निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार बनता है—



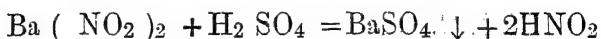
नाइट्राइटों के विलयन में हलका सलफ्यूरिक, हाइड्रोक्लोरिक या ऐसीटिक ऐसिड ही क्यों न डाला जाय, पहले तो नाइट्रस ऐसिड बनता है, पर यह एकदम विभक्त हो जाता है, और विलयन बुदबुदाने लगता है—



नाइट्रोजन पराक्साइड की भूरी वाष्पें निकलती हैं, विलयन का आरंभ में हलका नीला रंग पड़ जाता है क्योंकि N_2O_2 बनता है जिसका द्रवावस्था में चटक नीला रंग होता है। यदि इस नीले विलयन को क्लोरोफार्म के साथ हिलाया जाय तो यह नीला रंग क्लोरोफार्म में भी आ जाता है।



बेरियम नाइट्राइट के विलयन में बर्फीला ठंडा हलका सलफ्यूरिक ऐसिड डाला जाय तो N_2O_3 शक्ति का नाइट्रस विलयन तैयार हो सकता है। बेरियम सल्फेट का अवक्षेप छान कर अलग कर डालना चाहिए—

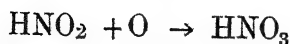


नाइट्रस ऐसिड का हलका विलयन ठंडे तापक्रम पर निम्न प्रतिक्रिया के आधार पर विभक्त होता है, जिसमें नाइट्रिक ऐसिड और नाइट्रिक आक्साइड बनते हैं—

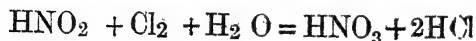


नाइट्रस ऐसिड बड़ा सक्रिय यौगिक है। यह अपचयन और उपचयन दोनों ही परिस्थिति के अनुसार कर सकता है।

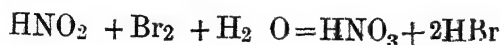
अपचयन प्रतिक्रिया—इस प्रतिक्रिया द्वारा नाइट्रस ऐसिड नाइट्रिक ऐसिड में परिणत होता है—



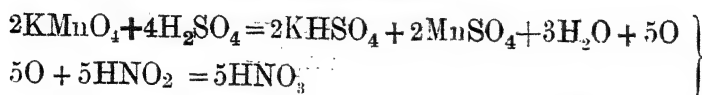
(१) इस प्रकार क्लोरिन के योग से निम्न प्रतिक्रिया होती है—



(२) इस तरह ब्रोमीन से भी—

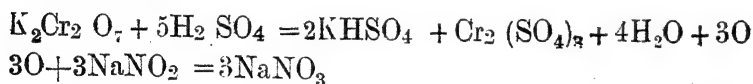


(३) पोटैसियम परमैंगनेट से इसी प्रकार—



यह प्रतिक्रिया किसी भी नाइट्राइट के साथ की जा सकती है। नाइट्राइटों का अनुमापन इसके आधार पर परमैंगनेट के विलयन से किया जा सकता है।

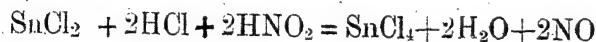
(४)-पोटैसियम द्विक्रोमेट, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, से भी नाइट्राइट नाइट्रेट में परिणत होता है—



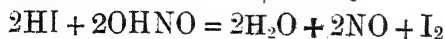
उपचयित प्रतिक्रिया—जिन प्रतिक्रियाओं में नाइट्रस एसिड उपचायक का काम करता है, उनमें नाइट्रिक ऑक्साइड निकलता है—



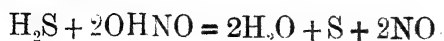
(१) यह स्टैनस क्लोराइड के विलयन को उपचित करके स्टैनस क्लोराइड में परिणत करता है—



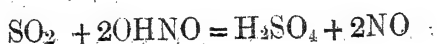
(२) यह पोटैसियम आयोडाइड के अम्लीय विलयन में से आयोडीन मुक्त करता है—



(३) हाइड्रोजन सल्फाइड और नाइट्रस एसिड के योग से गन्धक का अवक्षेप आता है—

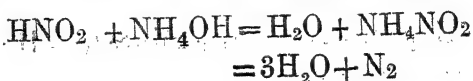


(४) गन्धक द्विऑक्साइड का उपचयन होकर सल्फ्यूरिक एसिड बनता है—

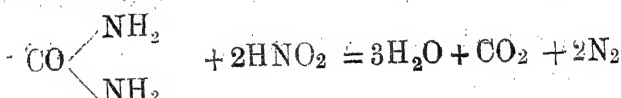


अन्य प्रतिक्रियायें—

(१) नाइट्रस एसिड अमोनिया के साथ अमोनियम नाइट्राइट देता है, जो गरम करने पर विभक्त होकर नाइट्रोजन देता है—



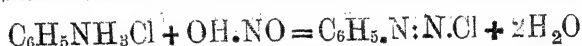
(२) यूरिया के साथ भी इसी प्रकार की प्रतिक्रिया होती है जिसमें नाइट्रोजन निकलता है।



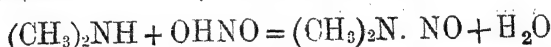
(३) ऐलिकैटिक ऐमिनो, जैसे CH_3NH_2 , के साथ यह मेथिल एल्कोहल देता है—



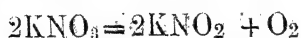
पर ऐरोमैटिक ऐमिनो के साथ ठंडे तापक्रम पर डायज़ो यौगिक देता है—



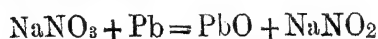
द्वितीय-ऐमिनो के साथ नाइट्रोसो यौगिक देता है—



नाइट्राइट (Nitrite)—सन् १७७४ में शीले (Scheele) ने यह देखा कि शीरे को तपाने के बाद जो लवण बच रहता है, वह एसिडों के योग से भूरी वाष्प देता है। उसका अनुमान ठीक था, कि यह किसी नये अम्ल का लवण है—

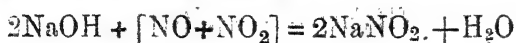


यदि पोटैशियम या सोडियम नाइट्रेट को सीसा या लौह के साथ तपायें तो नाइट्राइट जस्दी बनता है। फिर पानी में घोल और छान कर नाइट्राइट पृथक् किया जा सकता है।

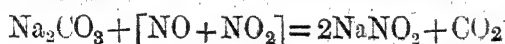


सोडियम नाइट्राइट का उल्लेख पहले किया जा चुका है। पोटैशियम नाइट्राइट भी इसी प्रकार बनाते हैं। इसके रवे उतनी आसानी से नहीं बनते जितने कि सोडियम नाइट्राइट के। पोटैशियम नाइट्राइट के सान्द्र विलयन में एलकोहल डालने से यह अवक्षिप्त हो जाता है। यह दण्डिकाओं के रूप में बेचा जाता है।

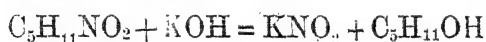
नाइट्रिक एसिड को आर्लीनियस ऑक्साइड के साथ गरम करके जो लाल वाष्पें ($\text{NO} + \text{NO}_2$) के मिश्रण की बनती हैं, उन्हें कास्टिक सोडा या कास्टिक पोटाश के विलयन में प्रवाहित करके सोडियम या पोटैशियम नाइट्राइट आसानी से बनाया जा सकता है—



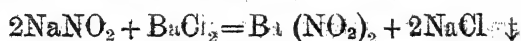
कास्टिक सोडा की जगह सोडियम कार्बोनेट भी ले सकते हैं—



एमिल नाइट्राइट और एलकोहलीय पोटाश की प्रतिक्रिया से भी शुद्ध पोटैशियम नाइट्राइट बनता है—

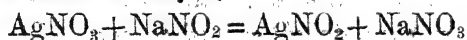


गरम संतृप्त सोडियम नाइट्राइट और बेरियम क्लोराइड के विलयनों को मिलाने पर बेरियम नाइट्राइट का विलयन मिलता है; सोडियम-क्लोराइड के मणिम छान कर पृथक् कर देते हैं—



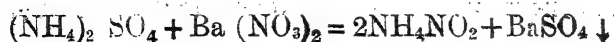
इसके रवां, $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, को सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर सुखाया जा सकता है।

सोडियम नाइट्राइट और रजत नाइट्रेट के योग से रजत नाइट्राइट, AgNO_2 , भी बनाया जा सकता है—



यह ठंडे पानी में कम, पर गरम पानी में अधिक विलेय है, अतः गरम विलयन में से इसके मणिम पृथक् किये जा सकते हैं।

अमोनियम नाइट्राइट बेरियम नाइट्राइट और अमोनियम सल्फेट की विनिमय प्रतिक्रिया से बना सकते हैं—

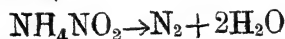


इसके विलयन को ठंडे तापक्रम पर शून्य में उड़ाना चाहिये। ऐसा करने पर इसके मणिम मिलते हैं। अमोनियम कार्बोनेट के विलयन में $[NO + NO_2]$ की भाँपें (आर्सीनियस ऐसिड और नाइट्रिक ऐसिड के योग से उत्पन्न) प्रवाहित करने पर भी यह बनता है—

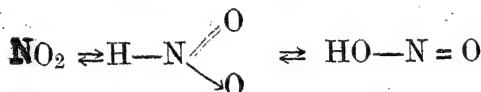


विलयन में निरपेक्ष एलकोहल डालने पर अमोनियम नाइट्राइट एलकोहल में आ जायगा और फिर ईथर के योग से इसे अवक्षिप्त कर सकते हैं।

अमोनियम नाइट्राइट के रवे जलग्राही होते हैं और 90° तक गरम करने पर विभक्त हो जाते हैं—

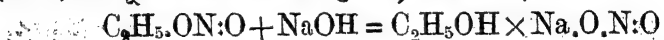


नाइट्रस ऐसिड का संगठन—यह एक भास्मिक अम्ल है और क्योंकि पानी और $[NO + NO_2]$ के योग से बनता है, इसका सूत्र HNO ठहरता है। इसे निम्न प्रकार लिख सकते हैं—

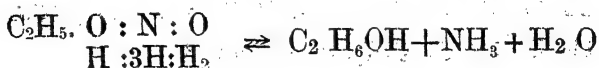


इन दोनों सूत्रों में से एक में तो हाइड्रोजन ठीक नाइट्रोजन के साथ संयुक्त है, और दूसरे में यह ऑक्सीजन से संयुक्त है।

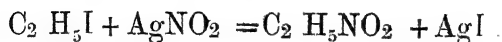
यदि एथिल एलकोहल को सोडियम नाइट्राइट और सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ स्रवित किया जाय तो एथिल नाइट्राइट बनता है। यह एक द्रव है जिसका क्वथनांक 17° है। कौस्टिक सोडा द्वारा इसका उदविच्छेदन करने पर एथिल एलकोहल और सोडियम नाइट्राइट बनता है। अतः स्पष्ट है कि इसमें एथिल मूल ऑक्सीजन से संयुक्त है, न कि नाइट्रोजन से।



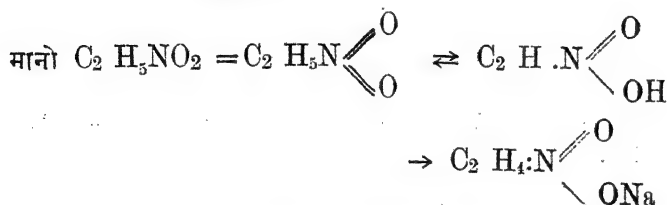
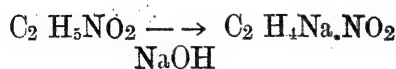
यह बात इससे भी पुष्ट होती है कि वंग और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड द्वारा अपचयन करने पर अमोनिया और एथिल एलकोहल बनता है—



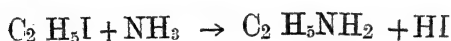
अब दूसरे प्रकार से विचार करना चाहिये। एथिल आयोडाइड और रजत नाइट्राइट के योग से एक यौगिक बनता है जो उपर्युक्त एथिल नाइट्राइट का संस्वरूप है—



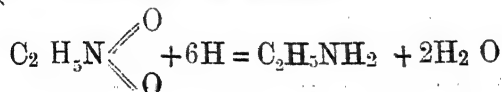
इसे नाइट्रोएथेन कहेंगे। इसका कथनांक एथिल नाइट्राइट से बिल्कुल भिन्न है। क्वथनांक $113-114^\circ$ है। कार्बिक सोडा द्वारा इसका उद्विग्न च्छेदन नहीं होता। $C_2 H_5$ का केवल एक हाइड्रोजन Na से स्थापित हो जाता है, मानो कि यह हाइड्रोजन अम्लीय हो—



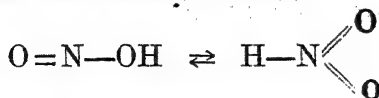
यह नाइट्रोएथेन अपचयन करने पर एथिलेमिन देता है जो $C_2 H_5 NH_2$ है। यह यौगिक एथिल आयोडाइड और अमोनिया के योग से भी बनता है—



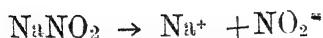
अतः स्पष्टतः इसकी रचना $C_2 H N \begin{array}{c} \nearrow O \\ \searrow O \end{array}$ है अर्थात् इसमें एथिल मूल नाइट्रोजन से संयुक्त है, न कि ऑक्सीजन से—



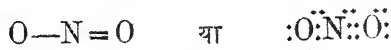
अब क्योंकि ये दोनों ही यौगिक सोडियम नाइट्राइट के योग से बनते हैं अतः यह कहना कठिन है कि नाइट्रस एसिड का सूत्र निम्न दोनों में से कौन सा है। बहुत संभव है कि दोनों में साम्य हो—



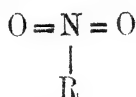
नाइट्राइट आयन $[O=N-O]^-$ है। इसमें दो ऑक्सीजन परमाणुओं के संयोज्यता वाले (बाह्यतम कक्षा) $6 \times 2 = 12$ ऋणाणु, नाइट्रोजन के ५ ऋणाणु और आयनीकरण होते समय धातु से १ ऋणाणु इस प्रकार सब मिलकर $6 + 6 + 5 + 1 = 18$ ऋणाणु हैं—



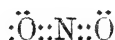
तीन परमाणुओं (N + 2O) के अष्टक अलग अलग होने के लिये २४ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या = $\frac{1}{2}(24 - 10) = 7$ ।



अतः यह स्पष्ट है कि नाइट्रो समूह में भी नाइट्रोजन की संयोज्यता पाँच नहीं हो सकती जैसा कि निम्न रचना

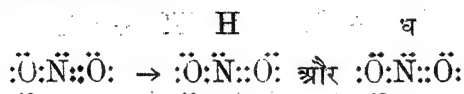


के लिये आवश्यक है। १६ ऋणाणु तो केवल $\text{O}=\text{N}=\text{O}$ के लिये चाहिये—



इसमें नाइट्रोजन का अष्टक पूरा है, अतः अब दूसरे मूल (R) से यह कैसे संयुक्त हो सकता है। (ऋणाणु सिद्धान्त के आधार पर स्पष्टतः किसी भी तत्त्व की संयोज्यता ४ से अधिक नहीं हो सकती, क्योंकि संयोज्यता ४ होने पर अष्टक पूरा हो जाता है। किसी भी तत्त्व के बाह्यतम कक्ष पर ८ से अधिक ऋणाणु हो ही नहीं सकते।)

इस प्रकार नाइट्राइट आयन, नाइट्रस एसिड और धातुओं (ध) के नाइट्राइट का सूत्र यह होगा—

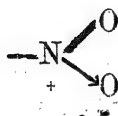


नाइट्राइट
आयन

नाइट्रस
एसिड

धातु नाइट्राइट

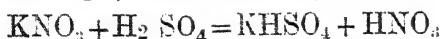
ऐलिफैटिक और ऐरोमैटिक नाइट्रो समूह— NO_2 की रचना अतः यह मानी जाती है—



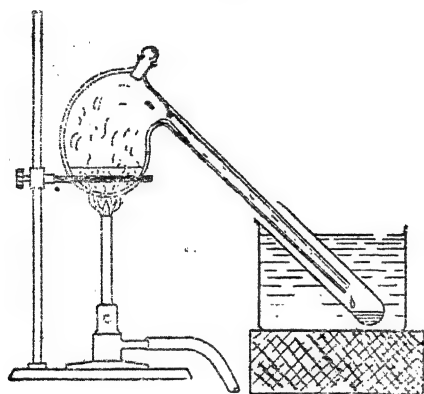
परायतन (parachor) मान के आधार पर भी इसी की पुष्टि होती है। $\text{O}=\text{N}=\text{O}$ का परायतनिक मान हिसाब लगाने पर ६७.६ ठहरता है और यदि एक अर्ध-अबु-बन्धन (semipolar bond) मान कर सूत्र

$\text{O} \leftarrow \text{N}^+ = \text{O}$ समझा जाय तो परायतनिक मान ७४.१ हिसाब लगा कर आता है पर वास्तविक मान नाइट्रिक यौगिकों में ७४.५ है। अतः अर्धध्रुवी बन्धन वाला सूत्र ही मान्य है।

नाइट्रिक एसिड (Nitric Acid)—नाइट्रेट, शोरा या सुर्वाच तो सभी सभ्य देशों का परिचित पदार्थ रहा है। नाइट्रोजन के यौगिकों में सब से अधिक महत्व इसी का है। कहा जाता है कि गीबेर (Geber) ने ७७८ ई० में शोरे, तूतिये और फिटकरी के मिश्रण को खचित करके इसे पहले पहल तैयार किया। यह सभी जानते हैं कि तूतिये को गरम करने से सलफ्यूरिक एसिड बना होगा और इसने शोरे के योग से नाइट्रिक एसिड दिया—



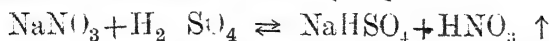
सबसे पहले ग्लौबर (Glauber) (१६०१-६८) ने सान्द्र



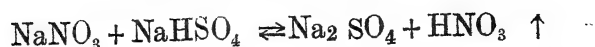
सलफ्यूरिक एसिड जिसे 'कर्सस का तेल' कहते थे और शोरे के मिश्रण को गरम करके धूम्रवान नाइट्रिक एसिड बनाया। सन् १७७६ में लेव्वाज़िये ने यह दिखाया कि नाइट्रिक एसिड में ऑक्सीजन भी है। १७८५ में कैवेंडिश (Cavendish) ने नाइट्रिक एसिड के संगठन की सीमांसा की, और यह स्पष्ट किया कि नाइट्रोजन और

चित्र ६२—नाइट्रिक एसिड बनाना ऑक्सीजन और पानी के योग से यह एसिड बनता है।

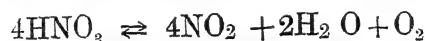
प्रयोगशाला में नाइट्रिक एसिड पोटैशियम या सोडियम नाइट्रेट और सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड के योग से बनता है। दोनों के मिश्रण का खबण करने पर आरम्भ में तो प्रतिक्रिया इस प्रकार होती है—



पर यदि शोरे की मात्रा अधिक ली जाय, तो सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट भी फिर प्रतिक्रिया करता है। नाइट्रिक एसिड की वाष्पें ठंडी कर ली जाती हैं, या इन्हें पानी में घोल लेते हैं।

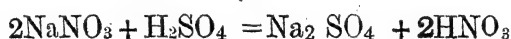


शुद्ध नाइट्रिक एसिड नीरंग विलयन देता है, पर बहुधा सान्द्र एसिड में कुछ पीला रंग होता है। बात यह है, कि स्रवण के तापक्रम पर कुछ नाइट्रिक एसिड निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार विभाजित होकर नाइट्रोजन परॉक्साइड, NO_2 , देता है, जो एसिड में विलेय है और पीला रंग देता है।



इस नाइट्रिक एसिड को जलऊष्मक पर क्षीण दाब में फिर खवित किया जाय तो शुद्ध नाइट्रिक एसिड मिलता है। इस प्रकार प्राप्त एसिड में ओज़ोन मिश्रित ऑक्सीजन भी प्रवाहित करते हैं। यह एसिड नीरंग द्रव है। घनत्व 1.52 है। 50 प्रतिशत एसिड को ठंडा करने पर नीरंग मणिम भी मिलते हैं, जिनका द्रवणांक -41.3° है।

शोरे से नाइट्रिक एसिड का व्यापार—ऊपर दी गयी प्रतिक्रिया के अनुसार शोरे और सल्फ्यूरिक एसिड को गरम करके नाइट्रिक एसिड बनाते हैं। पहले तो यह प्रथा थी कि शोरा अधिक लेते थे और सल्फ्यूरिक एसिड कम और इस प्रकार ऊँचे तापक्रम पर गरम करने पर सोडियम सल्फेट और नाइट्रिक एसिड बन जाता था। इस प्रतिक्रिया का उपयोग यह था, कि उतने ही सल्फ्यूरिक एसिड से दुगुना नाइट्रिक एसिड मिल जाता था—

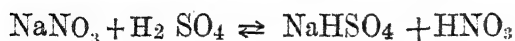


पर जो सोडियम सल्फेट बनता है, उसको तब भभके में इतनी कड़ी जम जाती है कि आसानी से खोद कर बाहर नहीं निकाली जा सकती। काँच के भभके को तो बिना तोड़े यह निकलती ही नहीं। सल्फ्यूरिक एसिड के खर्चों की जो बचत होती है, उससे अधिक खर्चा इस सोडियम सल्फेट को खोद कर भभके में से निकालने में होता है।

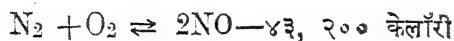
इसके विपरीत सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट गरम होने पर शीघ्र गल जाता है (गलने पर $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ देता है) —



और गरम गल्य द्रव आसानी से एक छेद द्वारा बाहर निकाला जा सकता है। इसीलिये, अब नाइट्रिक एसिड के व्यापार में इतना शोरा लेते हैं, और ऐसा तापक्रम रखते हैं, कि सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट के बनने तक ही प्रतिक्रिया अग्रसर हो—



हवा और पानी से नाइट्रिक एसिड का व्यापार—यदि नाइट्रोजन और ऑक्सीजन के मिश्रण का तापक्रम बहुत ऊँचा रखा जाय तो निम्न साम्य स्थापित होता है—



इस प्रतिक्रिया के अनुसार, जो तापशोषक (endothermic) है, जब नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है तो ताप का शोषण होता है, अतः जितना ही तापक्रम ऊँचा होगा उतना ही नाइट्रिक एसिड अधिक बनेगा (वायु हौफ और शेतेलिये के सिद्धान्त के आधार पर) । नर्न्स्ट (Nernst) ने इस सम्बन्ध में निम्न अंक दिये हैं—

तापक्रम	प्रतिशत नाइट्रिक ऑक्साइड
१८११°	०.३७
२१६५°	०.६७
२६७५°	२.२३
३०००°	५०.०

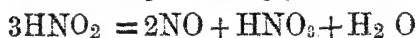
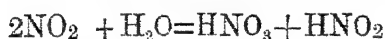
इन अंकों से स्पष्ट है कि ३०००° के लगभग का ही तापक्रम ऐसा है जिसमें इतना नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है, कि इसका उपयोग व्यापारी परिमाण तक किया जा सके । इतना ऊँचा तापक्रम तो विद्युत्-चाप (arc) में ही सरलता से मिल सकता है । यह भी स्पष्ट है कि यदि नाइट्रिक ऑक्साइड के इस मिश्रण का तापक्रम धीरे धीरे ठंडा किया जाय तो फिर यह विभक्त होकर नाइट्रोजन और ऑक्सीजन देगा, अतः आवश्यक यह है, कि जैसे ही नाइट्रिक ऑक्साइड ऊँचे तापक्रम पर बने, इसे चाप-से अलग करके फौरन तापक्रम एक दम १०००° से अधिक नीचा कर देना चाहिये । अर्थात् इतना समय ही न देना चाहिये कि प्रतिक्रिया दायें से बायें ओर को चल सके ।

अतः हवा से नाइट्रिक ऑक्साइड बनने की सफलता दो बातों पर निर्भरी है—पहले तो विधि में तापक्रम ३०००° तक पहुँचाने की आयोजना होना चाहिये, और दूसरे नाइट्रिक ऑक्साइड को एकदम ठंडा करने का विधान होना चाहिये ।

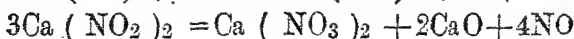
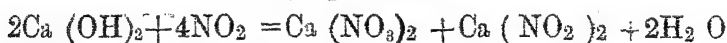
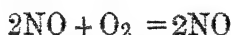
बर्कलैंड (Birkeland) और आइड (Eyde) की विधि—सन्

१९०२ में नार्वे के इन दो रसायनज्ञों ने इस विधि का उद्घाटन किया। जल से प्राप्त ३-४ लाख अश्वबल की बिजली का उपयोग इस काम के लिये किया जाता है। वृत्त के आकार की भट्टी होती है, जिसमें विद्युत् चाप द्वारा ३०००° के निकट का तापक्रम रहता है। विद्युत् चुम्बकों की सहायता से चाप को तान कर पतला और बृहद् आकार का कर लेते हैं। चाप इतना तनता है कि थोड़ी देर में टूट जाता है। टूटने पर फिर बनता, तनता और फिर टूटता है। यह क्रम बराबर बना रहता है। चाप पतले होने के कारण हवा की गैसों का मिश्रण इस तापक्रम पर कुछ क्षण ही रहने पाता है। चाप अत्यन्त फैले होने के कारण (६ फुट व्यास) बहुत सी हवा प्रतिक्रिया में भाग ले सकती है। इन दोनों विशेषताओं के कारण बर्कलैंड और आइड की विधि को सफलता मिल सकी है।

जो नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है, वह शीघ्र १५०° तक ठंढा कर लिया जाता है। फिर उपचायक प्रकोष्ठों में इसे नाइट्रोजन परीक्साइड में परिणत करते हैं। प्रकोष्ठों में प्रेनाइट स्तम्भ होते हैं जिनमें क्वार्ट्ज के टुकड़े होते हैं, इनके ऊपर पानी बहता रहता है। इसमें वाष्पें घुल कर ऐसिड देती हैं—



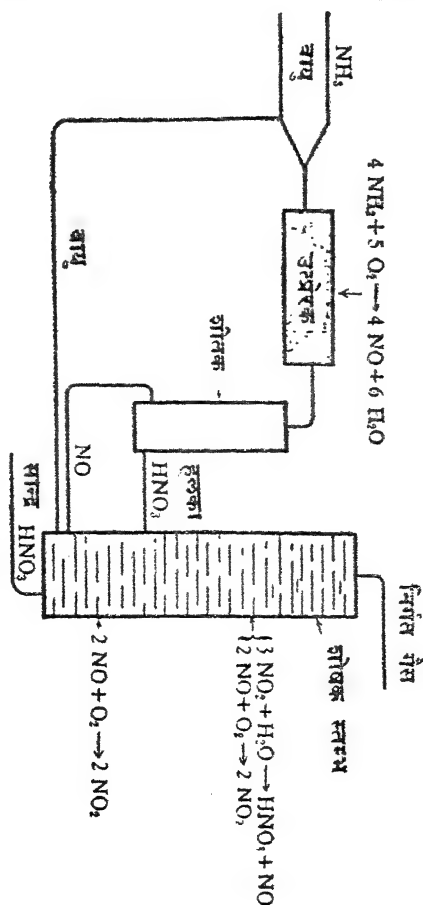
नाइट्रिक ऑक्साइड फिर उपचायक प्रकोष्ठों में NO_3 बनता है। यदि परीक्साइड चूने में शोषित किया जाय तो भास्मिक कैल्सियम नाइट्रेट बन जायगा—



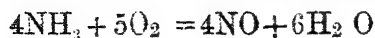
पोलिंग (Pauling) विधि—पोलिंग विधि भी बर्कलैंड-आइड विधि के समान है। केवल अन्तर यह है कि इसमें चाप को फैलाने के लिये विद्युत् चुम्बक का प्रयोग नहीं किया जाता। इसके विद्युत् द्वार V के आकार के होते हैं। इन विद्युत् द्वारों के भीतर ठंढा रखने के लिये पानी प्रवाहित होता रहता है। सिरों के बीच में चाप बनता है। इसमें होकर हवा का झोका अन्दर प्रविष्ट कराते हैं। झोके के प्रवाह में यह चाप V की भुजाओं की दिशा में फैल जाता है, इस प्रकार हवा चाप के बृहद् क्षेत्रफल के संपर्क में

आती है। चाप इतना फैलता है, कि फिर टूट जाता है। पुनः दूसरा चाप बनता है और यही क्रम चलता रहता है।

अमोनिया के उपचयन द्वारा नाइट्रिक एसिड—
नाइट्रिक एसिड के व्यापार में इस विधि का आजकल सबसे अधिक महत्व है। सन् १७८८ में मिलनर (Milner) ने यह देखा कि यदि अमोनिया को तप्त मैंगनीज़ द्विऑक्साइड पर प्रवाहित किया जाय तो नाइट्रोजन परीक्साइड की लाल वाष्पें मिलती हैं जो पानी के योग से नाइट्रिक एसिड देती हैं। सन् १८३६ में कूलमन (Kuhlmann) ने यह देखा कि यदि अमोनिया और हवा का मिश्रण तप्त प्लेटिनम पर प्रवाहित किया जाय तो नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—



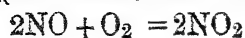
चित्र ६३—अमोनिया से नाइट्रिक एसिड



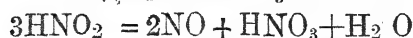
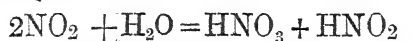
प्लेटिनम के अभाव में यह प्रतिक्रिया दूसरी तरह होती है जिसमें नाइट्रोजन ही बनता है—



यह नीरंग गैस, NO, ठंडे पड़ने पर हवा से कुछ और ऑक्सीजन लेकर नाइट्रोजन परीक्साइड बन जाती है—



जैसा पहले कहा जा चुका है, यह परीक्साइड पानी के योग से नाइट्रिक एसिड देता है—



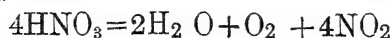
जो नाइट्रिक ऑक्साइड बच रहता है, उसका फिर उपचयन होता है, और यह क्रम लगातार चलता रहता है।

अमोनिया को नाइट्रिक ऑक्साइड में बदलने के लिये “उपचायक परिवर्तक” (oxidation converter) का प्रयोग करते हैं। इसमें १ आयतन अमोनिया, और ७.५ आयतन शुद्ध धूल रहित हवा का प्रयोग करते हैं। अथवा $\text{NH}_3 + 2\text{O}_2$ का मिश्रण (काफ़ी पानी की भाप मिलाकर जिससे उग्र विस्फोट न हो) लेते हैं। परिवर्तक में ऐल्यूमीनियम के सन्दूकचों पर प्लैटिनम की पतली जाली लगी रहती है। इसे बिजली से गरम करते हैं। परिवर्तक में भेजने से पूर्व गैसों को कभी कभी 500° तक गरम भी कर लिया जाता है। इस प्रकार ६० प्रतिशत के लगभग अमोनिया नाइट्रिक एसिड में परिणत कर लेते हैं। १ वर्ग फुट प्लैटिनम जाली की सहायता से प्रति २४ घंटों में १.७ टन नाइट्रिक एसिड तक इस विधि से तैयार किया जा सका है।

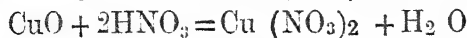
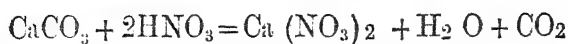
इस विधि में जिस अमोनिया का प्रयोग करते हैं, वह हाबर विधि से बनायी जा सकती है जिसका उल्लेख हम पीछे कर चुके हैं।

नाइट्रिक एसिड के साथ प्रतिक्रियायें—नाइट्रिक एसिड का उपयोग लगभग तीन प्रकार की प्रतिक्रियाओं के लिये है—(१) इसकी अम्लता के लिये, (२) इसके प्रबल उपचायक गुणों के कारण, और (३) नाइट्रिकरण के लिये। जितने विभिन्न प्रकार से यह विभाजित होता है, उतने से और कोई द्रव्य नहीं। प्रत्येक प्रतिक्रिया इस बात पर निर्भर है कि अम्ल की सान्द्रता क्या है, तापक्रम क्या है, और उत्प्रेरक क्या हैं। इसी प्रकार के परिस्थिति-भेद से प्रतिक्रिया की गति-विधि में भी अन्तर पड़ जाता है।

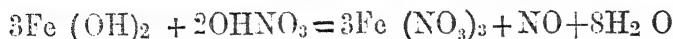
नाइट्रिक एसिड गरम किये जाने पर निम्न प्रकार विभक्त होता है—



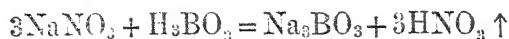
इसकी अम्लता वाले गुण तो साधारण हैं जो सभी अम्लों में पाये जाते हैं। यह प्रबल अम्ल है। पर विशुद्ध अम्ल-प्रतिक्रियायें उसी स्थिति में होती हैं, जहाँ उपचयन की संभावना न हो। हलका अम्लीय विलयन कार्बोनेट, हाइड्राइडों, या ऑक्साइडों की प्रतिक्रिया से नाइट्रेट देता है—



पर यदि फेरस हाइड्रॉक्साइड के साथ इस अम्ल का योग कराया जायगा तो पहले उपचयन होगा और फिर फेरिक नाइट्रेट लवण बनेगा। दोनों प्रतिक्रियायें एक समीकरण में इस प्रकार लिखी जा सकती हैं—

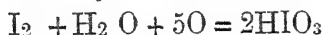


क्योंकि नाइट्रिक एसिड वाष्पशील है, इसीलिये नाइट्रेटों को कम वाष्पशील अम्लों के साथ (जैसे सल्फ्यूरिक, फॉस्फोरिक या बोरिक) गरम करने पर नाइट्रिक एसिड मिल सकता है—



अधातुओं पर नाइट्रिक एसिड का प्रभाव—अधातुओं पर नाइट्रिक एसिड का उपचायक प्रभाव पड़ता है और बहुधा उच्चतम ऑक्सिड-अम्ल तैयार होते हैं—

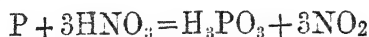
(१) आयोडीन गरम सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से आयोडिक एसिड देता है—



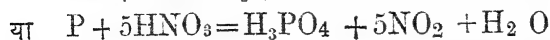
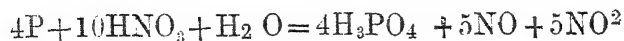
अथवा



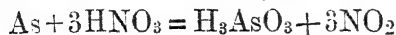
(२) फॉस्फोरस से पहले तो गरम करने पर फॉस्फोरस एसिड बनता है—



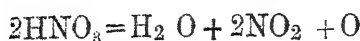
पर अन्त में गरम सान्द्र नाइट्रिक एसिड से फॉस्फोरिक एसिड बनता है—



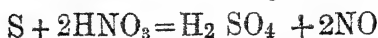
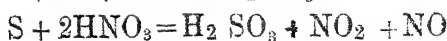
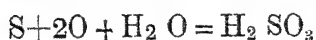
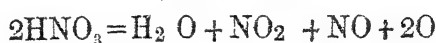
(३) आर्सेनिक के साथ भी पहले आर्सेनियस एसिड बनता है (हलके अम्ल के साथ गरम करने पर)—



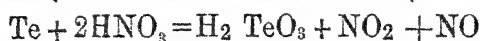
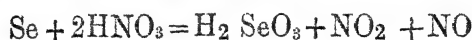
पर गरम सान्द्र एसिड से आर्सेनिक एसिड बनता है—



(४) गन्धक और सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से सल्फ्यूरिक एसिड बनता है, और कुछ सल्फ्यूरस एसिड भी—



(५) इसी प्रकार सेलीनियम और टेल्यूरियम नाइट्रिक एसिड के योग से सेलीनियस और टेल्यूरस एसिड देते हैं—



(६) हीरे पर तो नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया नहीं होती, पर ग्रेफाइट कार्बन एक हरित-पीत अविलेय ग्रेफिटिक एसिड (graphitic acid) देता है, जो $\text{C}_{11}\text{H}_4\text{O}_5$ है। अमणिम कार्बन इस एसिड के योग से पहले तो मेलिटिक एसिड (mellitic acid), $\text{C}_6(\text{COOH})_6$, देता है, पर अन्त में कार्बन ट्राइऑक्साइड।

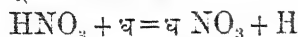
(७) वंग और सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से स्टैनिक ऑक्साइड या मेटास्टैनिक एसिड मिलता है, और एण्टिमनी के साथ एण्टिमनिक एसिड मिलता है।

धातुओं पर नाइट्रिक एसिड का प्रभाव—यह अनुमान लगाना कठिन है कि किस धातु पर किस समय नाइट्रिक एसिड का स्पष्टतः क्या प्रभाव होगा। प्लेटिनम, रोडियम, इरीडियम और सोने को छोड़ कर लगभग सभी धातुओं पर हलके या सान्द्र नाइट्रिक एसिड का कुछ न कुछ प्रभाव पड़ता ही है। इन प्रतिक्रियाओं में नाइट्रोजन के विभिन्न ऑक्साइड, N_2O , NO , NO_2 , N_2O_3 , आदि मिलते हैं। कभी कभी नाइट्रोजन, हाइड्रोजेनसलेमिन और अमोनिया भी मिलती है। यह समझा जा सकता है, कि अन्य अम्लों के समान नाइट्रिक एसिड भी धातु के संपर्क से पहले तो हाइड्रोजन देता है,

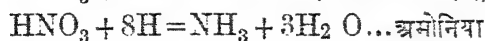
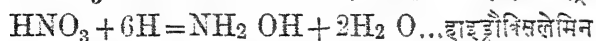
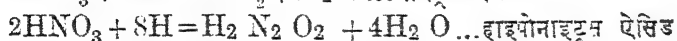
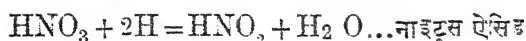
पर यह नवजात हाइड्रोजन नाइट्रिक एसिड का अपचयन करके विभिन्न पदार्थ देता है।

आर्म्स्ट्रॉंग (Armstrong) के विचारानुसार प्रतिक्रियायें निम्न श्रृङ्खलाओं में होती हैं—

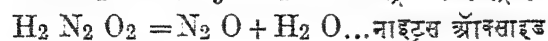
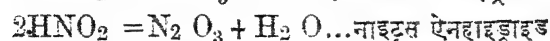
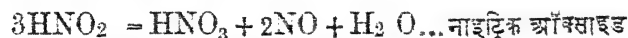
१. प्राथमिक प्रतिक्रिया—धातु (ध) और एसिड के योग से नवजात हाइड्रोजन मिलता है—



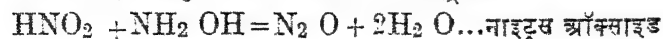
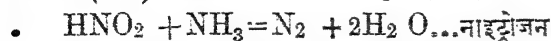
२. द्वितीय प्रतिक्रिया—यह नवजात हाइड्रोजन नाइट्रिक एसिड के योग से अनेक रासायनिक देता है—



३. तृतीय प्रतिक्रिया—द्वितीय प्रतिक्रिया में उत्पन्न पदार्थ या तो (क) स्वयं विभक्त हो जाते हैं—

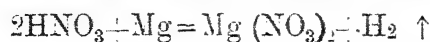


अथवा (ख) विनिमय से परस्पर प्रतिकृत होते हैं—



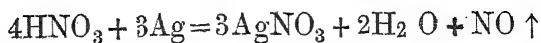
इस से यह स्पष्ट है कि प्रतिक्रियायें कितनी बुरा हो सकती हैं। हम कुछ उल्लेखनीय उदाहरण नीचे देंगे—

जब प्रतिक्रिया में हाइड्रोजन निकले—संभवतः केवल मैगनीशियम और हलके नाइट्रिक एसिड के योग से हाइड्रोजन निकलता है—



जब प्रतिक्रिया में धातुओं के नाइट्रेट घनते हैं, और नाइट्रोजन के ऑक्साइड वाष्पों में निकलते हैं—

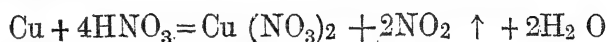
१. हलके नाइट्रिक एसिड और चाँदी के योग से नाइट्रिक ऑक्साइड निकलता है—



२. ताँबे और साधारणतः कम सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से भी नाइट्रिक ऑक्साइड निकलता है—



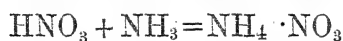
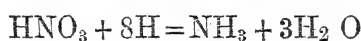
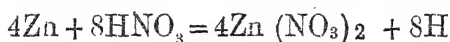
पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड के साथ गरम किये जाने पर ताँबा नाइट्रोजन परीक्साइड देता है—



३. बिसमथ भी नाइट्रिक एसिड के योग से नाइट्रिक ऑक्साइड देता है—

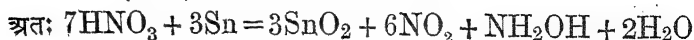
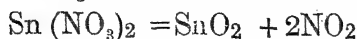
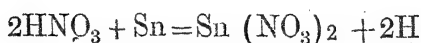


जब प्रतिक्रिया में अमोनियम नाइट्रेट बनता है—१. ठंडे नाइट्रिक एसिड के योग से जस्ता उपर्युक्त प्रतिक्रियाओं के आधार पर ही नाइट्रोजन के ऑक्साइड देता है। पर हलके अम्ल के साथ नवजात हाइड्रोजन द्वारा अपचयन की प्रतिक्रिया और आगे बढ़ती है, और अमोनिया बनती है। यह नाइट्रिक एसिड से शिथिल होकर अमोनियम नाइट्रेट देती है।



अथवा $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
इसी प्रकार की प्रतिक्रिया वंग, ऐल्यूमीनियम या लोहे और हलके नाइट्रिक एसिड के योग से भी होती है।

जब प्रतिक्रिया में हाइड्रॉक्सिलेमिन भी बनता है—वंग और नाइट्रिक एसिड के योग से अमोनियम नाइट्रेट तो बनता ही है, कभी कभी हाइड्रॉक्सिलेमिन भी बनता है—

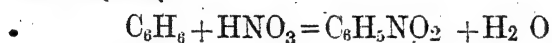


नाइट्रिक एसिड के योग से धातुओं की निश्चेष्टता (Passivity)—
इलके नाइट्रिक एसिड के सम्पर्क से तो लोहे पर प्रतिक्रिया होती है। पर यदि सान्द्र (धूमवान) नाइट्रिक एसिड में या क्लोरिक एसिड, क्रोमिक एसिड या हाइड्रोजन परॉक्साइड में लोहे को डुबो रखा जाय, तो फिर यह लोहा निश्चेष्ट (passive) हो जाता है। ऐसी परिस्थिति में यह न तो हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुलता है, न और ही कोई प्रतिक्रिया करता है। ताम्र लवणों के विलयन में ऐसा निश्चेष्ट लोहा छोड़ा जाय तो तँवा भी अवक्षिप्त नहीं होता। इसी प्रकार की निश्चेष्टता क्रोमियम, कोबल्ट और निकेल धातुओं में भी सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से आ जाती है।

निश्चेष्टता दूर करने की विधि यह है—निश्चेष्ट लोहे को इलके सल्फ्यूरिक एसिड में रक्खो। फिर इस लोहे को सचेष्ट लोहे से छू दो, थोड़ी देर में अकर्मण्य लोहा कर्मण्य बन जावेगा।

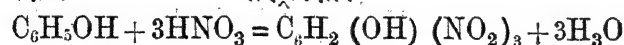
संभवतः यह निश्चेष्टता लोहे के पृष्ठ पर Fe_3O_4 ऑक्साइड की इलकी तह बन जाने के कारण हो जो फिर नवजात हाइड्रोजन से अपचित होकर दूर की जा सकती है।

नाइट्रिक एसिड द्वारा नाइट्रिकरण (Nitration)—कार्बनिक रसायन में सान्द्र नाइट्रिक एसिड, सान्द्र नाइट्रिक और सल्फ्यूरिक एसिडों का मिश्रण और धूमवान नाइट्रिक एसिड का प्रयोग यौगिकों के नाइट्रिकरण करने में होता है—



बेंज़ीन

नाइट्रोबेंज़ीन



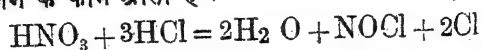
फीनोल

पिकरिक एसिड

धूमवान (fuming) नाइट्रिक एसिड—नाइट्रिक एसिड साधारणतः तीन प्रकार का विकता है, धूमवान नाइट्रिक एसिड वह है जिसमें सान्द्र नाइट्रिक एसिड में नाइट्रोजन परॉक्साइड घुला रहता है। इसका रंग पीला या लाल होता है।

दूसरा सान्द्र नाइट्रिक एसिड १.५ घनत्व का होता है, इसमें ६८% HNO_3 होता है। तीसरा मामूली सान्द्र नाइट्रिक एसिड है जिसका घनत्व १.४ है और जिसमें ६५% HNO_3 होता है।

अम्लराज (aqua regia)—यह १ भाग सान्द्र नाइट्रिक एसिड और ३ भाग सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड का मिश्रण है। हमारे प्राचीन रसायन ग्रन्थों में इसका नाम “विड” है। इसमें प्लैटिनम और स्वर्ण ऐसी राजसी धातुयें घुल जाती हैं। यह निकेल, कोबल्ट और पारे के सलफाइडों को भी घोलने के काम आता है।



इसकी कर्मण्यता नवजात क्लोरिन के कारण है।

नाइट्राइट और नाइट्रों की पहिचान—नाइट्राइट के विलयन हलके सलफ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर भूरी वाष्पें देते हैं। पोटैसियम आयोडाइड के विलयन के साथ नाइट्राइटों का अम्लीय विलयन आयोडीन मुक्त करता है, जो निशास्ता (स्टार्च) के विलयन के साथ नीला रंग देता है। फेरस सलफेट और हलके सलफ्यूरिक एसिड के साथ काला-भूरा विलयन मिलता है। क्षारीय विलयनों में ये डिवार्डा मिश्र-धातु (Devarda's alloy) के साथ गरम करने पर अमोनिया देते हैं। डिवार्डा मिश्र धातु में ४५ भाग ऐल्यूमीनियम, ५० भाग ताँबा, और ५ भाग जस्ता होता है।



नाइट्रेट के जितने परीक्षण हैं, वे सब वस्तुतः नाइट्राइट के बनने पर निर्भर हैं। जैसे सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड और ताँबे के साथ गरम करने पर ये भूरी वाष्पें देते हैं। पोटैसियम आयोडाइड के अम्लीय विलयन में से आयोडीन नहीं निकालते। सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड डाल कर परखनली को ठंडा करके सावधानी से फेरस सलफेट का विलयन डालने पर काला वलय $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$ का मिलता है, यह नाइट्रेट-वलय परीक्षण (ring test) बहुत विश्वसनीय है। डिवार्डा मिश्र धातु के साथ क्षारीय विलयन में नाइट्रेट भी अमोनिया देते हैं।

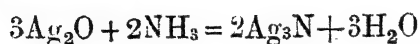


यदि मिश्रण में नाइट्रेट और नाइट्राइट दोनों हो, तो यूरिआ या अमोनियम क्लोराइड के साथ गरम करके नाइट्राइट को पूर्णतः विभक्त कर देना चाहिये। जब नाइट्राइट विलकुल न रह जाय, तब नाइट्रेट की परीक्षा की जा सकती है।

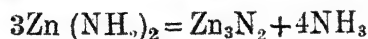
नाइट्राइड (Nitride)—नाइट्राइडों का उल्लेख यथास्थान धातुओं के साथ किया गया है। इनके बनाने की विधियाँ निम्न हैं—

१. नाइट्रोजन और तप्त धातु के योग से इस प्रकार कैल्सियम, लीथियम और मैग्नीशियम के नाइट्राइड, Ca_3N_2 , Li_3N , Mg_3N_2 , बनते हैं।

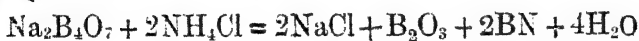
२. कुछ धातुओं के तप्त ऑक्साइड या क्लोराइड पर अमोनिया प्रवाहित करके नाइट्राइड बनते हैं—



३. कुछ एमाइडों को गरम करने पर नाइट्राइड बनते हैं—



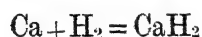
४. सुहागे और अमोनियम क्लोराइड को गरम करके बोरन नाइट्राइड बनता है—



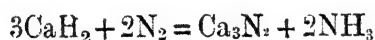
५. मैग्नीशियम ऑक्साइड और कार्बन के मिश्रण को नाइट्रोजन के प्रवाह में बिजली की भट्टी में गरम करने पर भी नाइट्राइड बनता है—



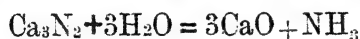
६. कैसर विधि में कैल्सियम धातु को हाइड्रोजन में गरम करके कैल्सियम हाइड्राइड बनाते हैं—



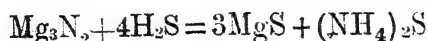
तप्त हाइड्राइड पर नाइट्रोजन प्रवाहित करने पर कैल्सियम नाइट्राइड बनता है—



ये नाइट्राइड पानी या भाप के योग से अमोनिया देते हैं—



इसी प्रकार हाइड्रोजन सल्फाइड के प्रवाह में गरम करने पर सल्फाइड बनते हैं—



नाइट्रोजन का स्थिरीकरण या निग्रहण (Fixation of nitrogen)

—प्रकृति के नाइट्रोजन चक्र का उल्लेख इस अध्याय के आरम्भ में किया जा चुका है। फिर भी ऐसा होता है कि जितना नाइट्रोजन हम खेतों से प्राप्त कर लेते हैं, (अन्न, फल, फूल आदि के रूप में), उतना स्वभावतः खेतों में

वापस नहीं जाता। इसका परिणाम यह होता है, कि यदि खेतों में खाद न डाली जाय, तो इनकी शक्ति कम हो जाती है। खेतों को कुछ तो प्राकृतिक खाद पहुँचायी जाती है जैसे कि गोबर की या पत्तियों की। पर इतने से काम नहीं चलता। चिली के शोरे, NaNO_3 , का पता १६वीं शताब्दी के आरम्भ में चला। तब से यूरोप और अमरीका के देशों को इस स्रोत से खाद मिलने लगी। सन् १९१४-१८ के यूरोपीय महायुद्ध में जर्मन आदि देशों को विदेशी खाद मिलनी बन्द हो गयी। उसी समय से वैज्ञानिकों का ध्यान इस ओर गया कि वायुमंडल के नाइट्रोजन का उपयोग करना चाहिये। वायुमंडल के नाइट्रोजन को किसी ऐसे यौगिक में परिणत कर देना, जिसका उपयोग खाद आदि के काम में हो सके, नाइट्रोजन का स्थिरीकरण या निग्रहण कहलाता है। नाइट्रोजन के स्थिरीकरण की तीन तो प्राकृतिक विधियाँ हैं—(१) लेग्यूमिनस पौधों में तो इस प्रकार के जीवाणु होते हैं, जो वायु से सीधे नाइट्रोजन ग्रहण करके उपयोगी यौगिकों में परिणत कर देते हैं, (२) बिजली की कड़क से हवा का नाइट्रोजन और ऑक्सीजन कुछ संयुक्त होकर नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है, और घुल कर वर्षा के पानी के साथ नीचे आ जाता है, (३) उष्ण प्रदेशों में सूर्य के प्रकाश से धरती पर कुछ नाइट्रोजनिक यौगिकों का संश्लेषण होता रहता है (सूर्य के प्रकाश में खेतों में जो कार्बोहाइड्रेट पदार्थ पड़े रह जाते हैं, उनका उपचयन होता है। इस उपचयन में जिस ताप का विसर्जन होता है, उसके शोषण से वायु का नाइट्रोजन नाइट्रिक ऑक्साइड में परिणत हो जाता है।

पर सब से अधिक महत्व की वे कृत्रिम विधियाँ हैं जिनके द्वारा वायु के नाइट्रोजन का स्थिरीकरण किया जाता है। ये चार भागों में विभाजित की जा सकती हैं—

(१) नाइट्रोजन और ऑक्सीजन के संयोग से नाइट्रिक ऑक्साइड बनाना—इस सम्बन्ध में बर्कलैंड और आइड की विधि और पौलिंग की विधि का उल्लेख किया जा चुका है। नाइट्रिक ऑक्साइड परैक्साइड में परिणत किया जाता है। यह चूने के संसर्ग से भास्मिक कैल्सियम नाइट्रेट देता है।

(२) वायु के नाइट्रोजन को अमोनिया में परिणत करना—इस सम्बन्ध में हाबर-विधि का उल्लेख कर चुके हैं। इस अमोनिया को अमोनियम फॉर्मेट, अमोनियम बाइकार्बोनेट और अमोनियम सल्फेट में परिणत करते हैं, जिनका उपयोग खादों में होता है।

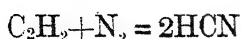
(३) वायु के नाइट्रोजन को सायनाइड और सायनेमाइड में परिणत करना—कार्बन के साथ इनका कुछ उल्लेख आ चुका है, कुछ उल्लेख आगे देंगे।

(४) वायु के नाइट्रोजन को नाइट्राइड में परिणत करना—इसका उल्लेख अभी ऊपर हो चुका है। कैल्सियम नाइट्राइड (कैसर विधि से प्राप्त) इस सम्बन्ध में विशेष महत्व का है। यह हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर भी अमोनिया देता है—



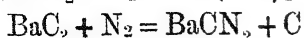
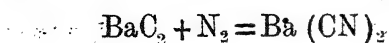
कैल्सियम हाइड्राइड का उपयोग फिर नाइट्राइड बनाने में किया जा सकता है। यह क्रम लगातार चल सकता है।

सायनाइड और सायनेमाइड—बर्थेलो (Berthelot) ने सबसे पहले यह देखा कि यदि एसिटिलीन और नाइट्रोजन का मिश्रण ऊँचे तापक्रम तक गरम किया जाय तो हाइड्रोसायनिक एसिड बनता है—

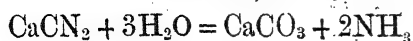


होयरमन (Hoyermann) ने विद्युत् चाप में इन दोनों गैसों को गरम करके ७०% एसिटिलीन को हाइड्रोसायनिक एसिड में परिणत कर दिया।

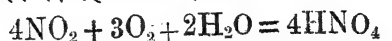
पर इससे भी अधिक सफलता पार्थिव तत्वों के कार्बाइडों को सायनाइडों में परिणत करने में मिली। बेरियम हाइड्रेट, बेरियम कार्बोनेट और कोक के मिश्रण को बिजली की भट्टी में गरम करने पर बेरियम कार्बाइड बनता है। यह इस तापक्रम पर गल जाता है, इसी समय यदि यह नाइट्रोजन प्रवाह के सम्पर्क में आवे तो बेरियम सायनाइड, $\text{Ba}(\text{CN})_2$ और बेरियम सायनेमाइड, BaCN_2 , दोनों बनते हैं—



यदि बेरियम लवणों के स्थान में कैल्सियम लवण लिये जायँ तो इन्हीं प्रतिक्रियाओं से कैल्सियम सायनेमाइड, CaCN_2 , मुख्यतया बनेगा। इसे नाइट्रोलिम (nitrolim) कहते हैं। हमारे देश में नाइट्रोलिम ४००० टन के लगभग विदेश से आता है। यह पानी के प्रभाव से अमोनिया देता है।



परनाइट्रिक एसिड (Pernitric acid) HNO_4 —नाइट्रोजन परोक्साइड, NO_2 , और ऑक्सीजन के मिश्रण पर मूक विसर्ग (silent discharge) प्रवाहित करने पर यह बनता है—



यह नाइट्रोजन पंचोक्साइड और हाइड्रोजन परोक्साइड की प्रतिक्रिया से भी बनता है—



रजत नाइट्रेट के विद्युत् विच्छेदक उपचयन से रजत परनाइट्रेट भी बनाया गया है।

नाइट्रोजन हैलाइड

नाइट्रोजन के निम्न हैलाइड प्रसिद्ध हैं—

नाइट्रोजन फ्लोराइड... NF_3

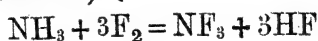
नाइट्रोजन क्लोराइड... NCl_3

नाइट्रोजन ब्रोमाइड... NBr_3

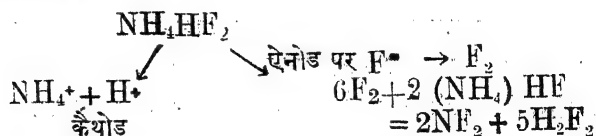
नाइट्रोजन त्रि-आयोडाइड... NI_3 या $\text{NI}_3 \cdot \text{NH}_3$

इनके अतिरिक्त नाइट्रोसिल (nitrosyl) क्लोराइड, NOCl ; नाइट्रोसिल ब्रोमाइड, NOBr ; नाइट्रोसिल फ्लोराइड, NOF , और नाइट्रिल, क्लोराइड (nitryl chloride) NO_2Cl , आदि भी ज्ञात हैं। एक यौगिक क्लोर-पेक्साइड, N_3Cl , है।

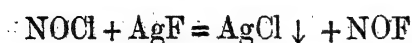
नाइट्रोजन फ्लोराइड, NF_3 —यह फ्लोरीन और अमोनिया गैस के योग से बनता है, प्रतिक्रिया में ताप का विसर्जन होता (तापक्षेपक प्रतिक्रिया—endothermic) है—



गलाये हुये निर्जल अमोनियम हाइड्रोजन फ्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन पर भी यह बनता है—

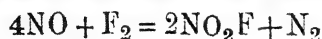


नाइट्रोसिल फ्लोराइड, NOF —यह नाइट्रोसिल क्लोराइड और रजत फ्लोराइड की प्रतिक्रिया से बनता है—

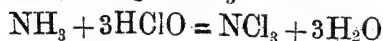
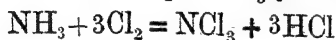
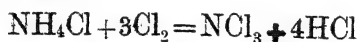


यह गैस है जिसका कथनांक -46° और द्रवणांक -13.8° है।

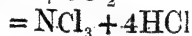
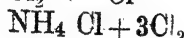
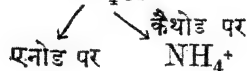
नाइट्रिल फ्लोराइड, NO_2F —द्रव ऑक्सीजन के तापक्रम पर नाइट्रिक ऑक्साइड और फ्लोरीन की प्रतिक्रिया से बनता है—



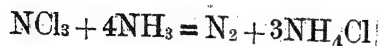
नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड, NCl_3 —सन् १८११ में डूलोन (Dulong) ने अमोनियम क्लोराइड विलयन और क्लोरीन की प्रतिक्रिया से एक पीला द्रव प्राप्त किया जो बड़ा विस्फोटक था। इस पदार्थ पर काम करते समय उसकी एक आँख जाती रही, और तीन अँगुलियाँ बेकाम हो गयीं। सन् १८१३ में डेवी और फैरेडे ने अमोनिया और क्लोरीन की प्रतिक्रिया से इसे तैयार किया, और बैलर्ड (Balard) ने इसे अमोनिया और हाइपोक्लोरस एसिड के योग से तैयार किया।



बौटगर और कोल्बे (Böttger and Kolbe) ने यह देखा कि अमोनियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से भी यह बनता है—



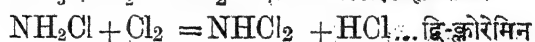
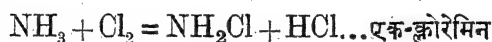
डेवी और फैरेडे का तो विचार था कि नाइट्रोजन क्लोराइड का सूत्र NCl_4 है, पर गैटरमन (Gattermann) ने यह सिद्ध किया कि इसका सूत्र NCl_3 है। उसने इसे अमोनिया के साथ प्रतिकृत करके विभक्त किया और जो अमोनियम क्लोराइड बना उससे पता लगाया कि नाइट्रोजन क्लोराइड में कितना क्लोरीन है—



उसे पता चला कि इसमें ८९.१% क्लोरीन है। NCl_3 सूत्र के आधार पर भी इतना ही ८९.१७% ठहरता है।

नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड बैंजीन के विलयन में दुर्घटनार्थ नहीं देता। यदि ब्लीचिंग पाउडर और अमोनियम क्लोराइड के अम्लीय विलयनों को बैंजीन के साथ हिलाया जाय तो यह त्रिक्लोराइड बैंजीन में चला जायगा। बिना मौलिक लेखों की सावधानियाँ पढ़े इसे तैयार करने का प्रयत्न नहीं करना चाहिये।

वस्तुतः अमोनिया के क्लोरीनकरण में तीन अवस्थायें आती हैं जिनमें क्रमशः तीन निम्न पदार्थ बनते हैं—



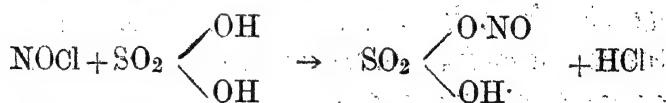
अमोनिया और सोडियम हाइपोक्लोराइट की तुल्यगुण मात्रायें लेकर मिश्रण को शून्य में स्वयण करके जो गैस निकलें उन्हें K_2CO_3 पर शुष्क करें और फिर गैस को द्रव वायु से द्रवीभूत करें तो एक-क्लोरेमिन, NH_2Cl , के नीरंग मणिम बनते हैं जिनका द्रवणांक— 66° है।



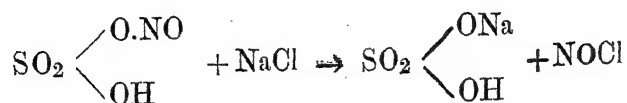
नाइट्रोसिल क्लोराइड, NOCl —(१) अम्लराज का उल्लेख करते समय कहा जा चुका है कि नाइट्रिक और हाइड्रोक्लोरिक दोनों एसिडों को मिलाने पर नाइट्रोसिल क्लोराइड बनता है। मिश्रण को गरम करने पर नारंगी रंग की जो गैसें निकलती हैं, वे नाइट्रोसिल क्लोराइड और क्लोरीन का मिश्रण हैं।



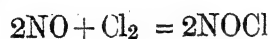
इस मिश्रण को कैल्सियम क्लोराइड द्वारा शुष्क करके यदि सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में होकर प्रवाहित किया जाय तो नाइट्रोसिल क्लोराइड का शोषण हो जाता है, और क्लोरीन आगे निकल जाती है—



इस प्रकार बने नाइट्रोसो-सल्फ्यूरिक एसिड को सोडियम क्लोराइड पर गिरा कर गरम किया जाय तो शुद्ध नाइट्रोसिल क्लोराइड फिर मिल जाता है।



(२) नाइट्रिक ऑक्साइड और क्लोरीन के योग से भी धूप में या जान्तव कोयले की उपस्थिति में $40^\circ-50^\circ$ पर नाइट्रोसिल क्लोराइड बनता है—



(३) पोटैशियम नाइट्राइट और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के योग से भी यह बनता है—

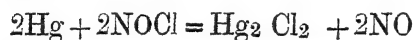


नाइट्रोसिल क्लोराइड नारंगी रंग की गैस है, जिसमें दमघोट गन्ध होती है। हिमकारी मिश्रण द्वारा शीघ्र द्रवीभूत की जा सकती है। द्रव का कथनांक -4.5° है, और द्रवणांक $-6.8.5^\circ$ ।

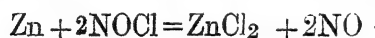
क्षारों के योग से यह नाइट्राइट देती है—



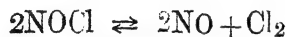
स्वर्ण और प्लैटिनम पर तो इसका असर नहीं होता, पर पारे के साथ प्रतिक्रिया होती है—



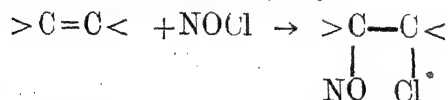
इसी प्रकार की प्रतिक्रिया अन्य धातुओं के साथ भी होती है—



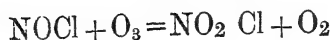
यह गैस 700° तक स्थायी है, पर और अधिक गरम करने पर विभक्त हो जाती है—



बहुत से क्लोराइडों के साथ यह योगजात (additive) यौगिक भी बनाता है, जैसे $\text{ZnCl}_2 \cdot \text{NOCl}$, या $\text{FeCl}_3 \cdot \text{NOCl}$ । कार्बनिक यौगिकों के द्विगुण बन्धनों पर इसकी प्रतिक्रिया होती है—

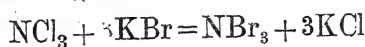


नाइट्रिल क्लोराइड (Nitryl chloride) NO_2Cl —नाइट्रोसिल क्लोराइड और ओज़ोन की प्रतिक्रिया से यह बनता है—



यह नीरंग गैस है जो -15° पर द्रवीभूत होती है।

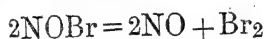
नाइट्रोजन त्रिब्रोमाइड, NBr_3 —यह पानी के भीतर पोटैसियम ब्रोमाइड और नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड के योग से बनता है—



यह लाल विस्फोटक तैल है, और इसमें तीक्ष्ण कटु गन्ध होती है।

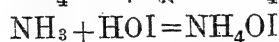
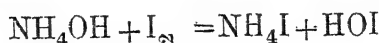
नाइट्रोसिल ब्रोमाइड, NOBr —ब्रोमीन में -15° पर नाइट्रिक ऑक्साइड गैस प्रवाहित करने पर एक काला-भूरा द्रव मिलता है जो नाइट्रोसिल ब्रोमाइड है। इसका क्वथनांक -2° है। साधारण तापक्रम पर नाइट्रिक ऑक्साइड और ब्रोमीन के योग से $\text{NOBr} \cdot \text{Br}_2$ बनता है।

नाइट्रोसिल ब्रोमाइड अस्थायी पदार्थ है। 20° तक गरम किये जाने पर यह विभक्त हो जाता है—

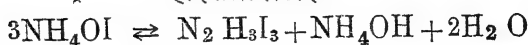


नाइट्रोजन त्रिआयोडाइड, $\text{NI}_3 \cdot \text{NH}_3$ —सन् १८१२ में कूर्टो (Courtois) ने अमोनिया और आयोडीन के योग से एक काला विस्फोटक पदार्थ बनाया। ग्लैडस्टन (Gladstone, १८५१) ने इसका सूत्र $\text{NH}_3 \cdot \text{NI}_3$ समझा और स्टालस्मिथ (Stahlschmidt, १८६३) के अनुसार इसका सूत्र NI_3 माना जाने लगा। सन् १८५२ में बुन्सन (Bunsen) ने आयोडीन के एल्कोहलीय विलयन और अमोनिया के योग से $\text{N}_2 \text{H}_3 \text{I}_3$ अर्थात् $\text{NH}_3 \cdot \text{NI}_3$ तैयार किया।

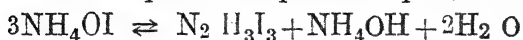
सन् १८०० में चैट्टवे (Chattaway) और ऑर्टन (Orton) ने अमोनिया और जलीय आयोडीन के योग से बने यौगिक को स्पष्टतः $\text{NH}_3 \cdot \text{NI}_3$ सिद्ध किया। उन्होंने सेलीवानॉफ (Selivanoff, १८६३) के इस ईस मत की पुष्टि की कि प्रतिक्रिया में पहले हाइपोआयोडस ऐसिड बनता है—



हाइपोआयोडाइट

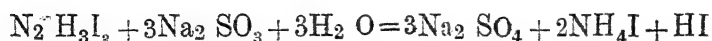


आयोडीन क्लोराइड और अमोनिया के योग से भी यह बनता है—



इस नाइट्रोजन आयोडाइड के मणिभों का रंग ताँवे का सा होता है। रजत नाइट्रेट के साथ यह विस्फोटक NAgI_2 देता है। संभवतः यह $\text{NI}_3 \cdot \text{AgNH}_2$ है।

सोडियम सल्फाइट के योग से यह आयोडाइड निम्न प्रकार विभक्त होता है—



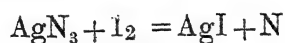
मुक्त हाइड्रोआयोडिक एसिड का बेराइटा विलयन से अनुमापन कर सकते हैं, और रजत नाइट्रेट से अवक्षिप्त करके आयोडीन का परिमाण मालूम हो सकता है। इन प्रयोगों के आधार पर भी इसके संगठन की पुष्टि होती है।

नाइट्रोजन आयोडाइड उपचायक पदार्थ है। यह सल्फाइट को सल्फेट में, और आर्सेनाइट को आर्सेनेट में परिणत कर देता है।

विशुद्ध त्रिआयोडाइड, NI_3 —यह शुष्क अमोनिया गैस और पोटैशियम द्विब्रोमो-आयोडाइड, KIBr_2 , के योग से बनाया गया है। यह कांला विस्फोटक पदार्थ है—

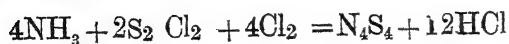


• आयोडो-ऐजाइड, N_3I —आयोडीन और रजत ऐजाइड, AgN_3 , के योग से यह बनाया गया है—



यह पीला विस्फोटक पदार्थ है।

नाइट्रोजन सल्फाइड—नाइट्रोजन के दो सल्फाइड उल्लेखनीय हैं, N_4S_4 और N_2S_5 । यदि बैज़ीन (या क्लोरोफार्म) में गन्धक क्लोराइड और क्लोरीन बोला जाय और फिर इस पर शुष्क अमोनिया की प्रतिक्रिया की जाय, तो N_4S_4 बनता है।

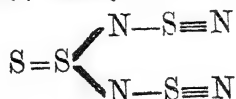


थायोनिल क्लोराइड और अमोनिया के योग से भी यह बनता है। यह

नारंगी रंग का मणिभीय पदार्थ है, जिसका द्रवणांक 172° है। यह ठंडे पानी के योग से विभक्त हो जाता है।

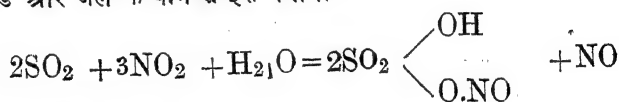
क्लोरीन के साथ यह योगजात-यौगिक $N_4S_4Cl_4$ बनाता है और गन्धक क्लोराइड के साथ थायेज़िल (thiazyl) क्लोराइड, N_3S_4Cl , जो नाइट्रिक ऐसिड के योग से थायेज़िल नाइट्रेट, $N_3S_4NO_3$, देता है।

नाइट्रोजन सलफाइड की रचना इस प्रकार है—

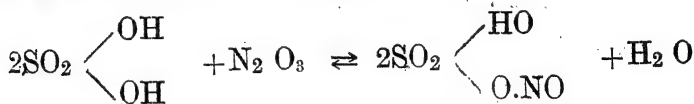


नाइट्रोजन सलफाइड को कार्बन दिसलफाइड के साथ 100° पर प्रतिकृत करने पर नाइट्रोजन पंचसलफाइड, N_2S_5 , बनता है। यह गहरे लाल रंग का द्रव है, जिसका द्रवणांक $10^{\circ}-11^{\circ}$ है। यह गरम करने पर विभक्त हो जाता है।

नाइट्रोसिल सलफेट, NO_2HSO_4 —सलफ्यूरिक ऐसिड की सीस-वैशम विधि में यह मध्यवर्ती यौगिक बनता है। क्लेमेंट (Clement) और डिसोर्मीज़ (Desormes) ने नाइट्रोजन परीक्साइड, [गन्धक द्विऑक्साइड और जल के योग से इसे बनाया—

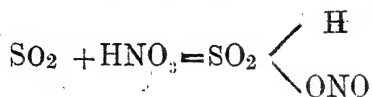


आर्सेनिक द्विऑक्साइड और नाइट्रिक ऐसिड के योग से जो लाल वाष्प निकलती है, उन्हें सान्द्र सलफ्यूरिक ऐसिड में प्रवाहित करके यह आसानी से बनाया जा सकता है (लाल वाष्प $NO_2 + NO \rightleftharpoons N_2O_3$ की होती है)।

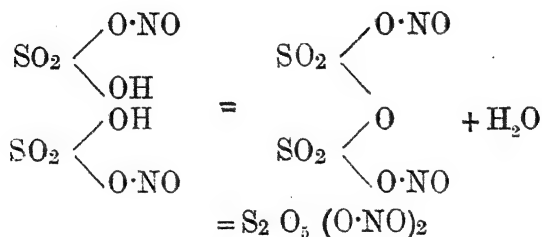


इस नाइट्रोसिल सलफेट के मणिभ पृथक् होने लगते हैं। वे मणिभ पानी के योग से विभक्त हो जाते हैं, और लाल भाप बुदबुदाने लगती है। इस प्रकार उपर्युक्त प्रतिक्रिया उल्लमणीय है।

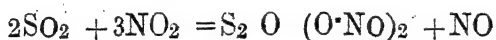
गन्धक द्विऑक्साइड और धूमवान नाइट्रिक ऐसिड के योग से भी नाइट्रोसिल सलफेट बनता है।



नाइट्रोसिल सल्फेट को नाइट्रोसलफोनिक एसिड भी कहते हैं। इसके रबों को ७३° तक गरम किया जाय तो दिनाइट्रो-पायरो-सल्फ्यूरिक एसिड बनता है—



यह सफेद मणिभीय पदार्थ है, जिसका द्रवणांक २१७° और क्वथनांक ३६०° है। द्रव गन्धक डाइऑक्साइड में नाइट्रोजन परीक्साइड प्रवाहित करके भी यह बनाया जा सकता है—



प्रश्न

१. प्रकृति में नाइट्रोजन-चक्र किस प्रकार कार्य करता है, इसकी व्याख्या करो। (पूर्वी पंजाब, १९४८)
२. सक्रिय नाइट्रोजन कैसे तैयार किया जाता है ? इसके गुण बताओ। इसकी सक्रियता की व्याख्या किस प्रकार की जा सकती है ? (प्रयाग, १९४७)
३. नाइट्रोजन समूह के तत्त्वों के रासायनिक गुणों का विवरण दो। धातु और अधातुओं का भेद कैसे समझा जा सकता है ? इसकी व्याख्या इस समूह के तत्त्वों का उदाहरण दे कर करो। (प्रयाग, १९४४)
४. नाइट्रिक एसिड तैयार करने की रासायनिक विधि क्या है ? इन विधियों के आधारभूत सिद्धान्तों का वर्णन दो। (पंजाब, १९४१)

५. नाइट्रोजन समूह के तत्वों के हाइड्राइडों के गुण और उनके बनाने की विधियाँ दो। (लखनऊ, १९४३)
६. नाइट्रोजन स्थिरीकरण (निग्रहण) से तुम क्या समझते हो? वायुमंडल के नाइट्रोजन के स्थिरीकरण की विधियाँ क्या हैं? (नागपुर १९४२, दिल्ली १९३८, प्रयाग १९४९)
७. नाइट्रिक एसिड की कार्बन, सल्फर और फॉस्फोरस पर क्या क्रियाएँ होती हैं?
८. धातुओं पर नाइट्रिक एसिड की क्या क्रियाएँ होती हैं?
९. नाइट्रस एसिड की उपचायक प्रतिक्रियाओं का वर्णन दो। इस एसिड का संगठन बताओ।
१०. नाइट्रोजन के कौन ऑक्साइड अनुचुम्बकीय हैं, और क्यों?
११. हाइड्रैक्सिलेमिन कैसे तैयार करोगे? इसके साथ होने वाली उपचायक प्रतिक्रियाएँ दो।
१२. नाइट्रोजन के हेलाइडों का वर्णन दो। नाइट्रोसिल और नाइट्रिल यौगिक क्या हैं?

अध्याय १७

पंचम समूह के तत्त्व (२) - फॉस्फोरस

नाइट्रोजन के बाद पंचम समूह में फॉस्फोरस, आर्सेनिक, एण्टीमनी और बिसमथ उल्लेखनीय हैं। आर्सेनिक और एण्टीमनी के यौगिकों में बहुत समानता है। उपसमूह की शाखाओं का आरंभ फॉस्फोरस के बाद से होता है। बिसमथ में धातु के गुण प्रबल हैं।

फॉस्फोरस, P

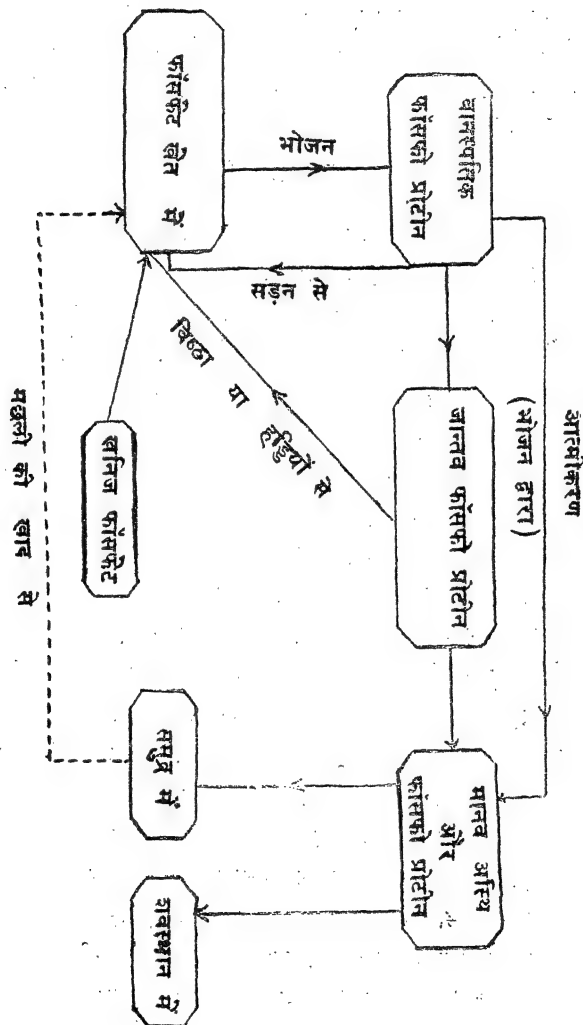
[Phosphorus]

फॉस्फोरस प्रकृति में मुक्त अवस्था में नहीं पाया जाता। यह हमारे शरीर की हड्डियों में फॉस्फेट के रूप में विद्यमान है। प्रकृति में भी खनिजों में फॉस्फेटों की बड़ी व्यापकता है। त्रिकैल्सियम फॉस्फेट, फॉस्फोराइट (Phosphorite), $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, इन सब में अधिक उल्लेखनीय है। क्लोर ऐपेटाइट (chlorapatite), $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$; फ्लोरऐपेटाइट, (fluorapatite) $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{CaF}_2$, आदि अन्य महत्वपूर्ण फॉस्फेट खनिज हैं। भूमि में भी फॉस्फेट पाये जाते हैं। जिस प्रकार वनस्पतियों और पौधों के लिये नाइट्रोजन की खाद का महत्व है, उसी प्रकार खेतों को फॉस्फेट खाद भी मिलनी चाहिये।

हमारे जीवन के लिये भी फॉस्फोरस की आवश्यकता है, क्योंकि हमारे शरीर को सुदृढ़ बनाने के लिये जो हड्डियाँ हैं, वे कैल्सियम फॉस्फेट से ही बनती हैं। इतना लाभ अवश्य है कि खेतों में विनाइट्रिकारक बकटीरियों के कारण जिस प्रकार नाइट्रोजनिक यौगिक नष्ट हो जाते हैं, और खेतों में नाइट्रोजन की कमी हो जाती है, उस तरह का कोई जीवाणु फॉस्फेटों को नष्ट करने वाला नहीं है। पौधे नष्ट होने पर अपना फॉस्फेट भूमि को वापस दे देते हैं। पर जो फॉस्फेट मनुष्य के शरीर में चला जाता है वह खेतों को वापस नहीं मिलता। शरीरान्त के बाद शरीर जला कर हड्डियाँ नदी में प्रवाहित कर दी जाती हैं, और यह मूल्यवान फॉस्फेट बह कर समुद्र में पहुँच जाता है। जिन लोगों की शव कबरों में दफना दी जाती हैं, उनका समस्त फॉस्फेट कबरिस्तान में ही गड़ा रह जाता है। इन कबरिस्तानों में कहीं

खेती तो होती नहीं, और न इनकी खुदाई ही होती है। इस प्रकार मनुष्य जो फॉस्फेट लेता है, वह जमीन को बहुधा वापस नहीं देता। इसलिये आवश्यक है कि खेतों में कृत्रिम फॉस्फेट खाद डाली जाय।

प्रकृति में फॉस्फेट चक्र

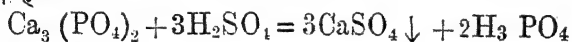


चित्र ६४—फॉस्फेट चक्र

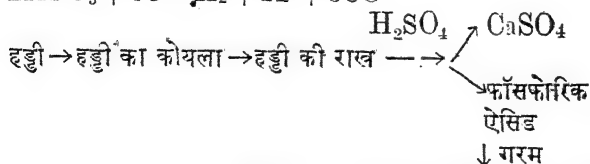
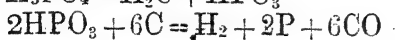
श्वेत फॉस्फोरस की प्राप्ति—यह कभी प्रयोगशाला में बनाया नहीं जाता। बाज़ार से दण्डिकाओं के रूप में आता है जो पानी में डूबी रहती हैं। फॉस्फोरस या तो हड्डी की राख से बनता है जिसमें कैल्सियम फॉस्फेट होता है, या खनिजों से तैयार किया जाता है। हड्डियों में कैल्सियम फॉस्फेट के अतिरिक्त (१) जिलेटिन (सरस) होता है जिसे पानी के साथ उबाल कर अलग करते हैं, (२) कुछ स्निग्ध पदार्थ (वसा) होते हैं जिन्हें कार्बन ट्रेसलफाइड या अन्य विलायकों से अलग कर सकते हैं, और (३) कुछ नाइट्रोजनिक पदार्थ रहता है जो भभके में गरम करने पर दूर हो जाता है।

इन तीनों चीज़ों को हड्डी में से निकाल कर, आग में हड्डी को जलाते हैं और जो राख मिलती है उससे फॉस्फोरस निकाला जाता है।

हड्डी की राख से फॉस्फोरस—हड्डी की राख में १६ घनत्व का सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड मिलाया जाता है। ऐसा करने पर अविलेय कैल्सियम सल्फेट तो अविलेय हो जाता है, और फॉस्फोरिक एसिड विलयन में चला जाता है—



छान कर सल्फेट को अलग कर देते हैं। जो फॉस्फोरिक एसिड का विलयन रहा, उसे उड़ा कर गाढ़ा चासनी सा करते हैं। इसमें फिर २५% लकड़ी का कोयला या कोक मिलाते हैं, और गरम करके सुखा लेते हैं, फिर अपावृत्त भट्टी (muffle furnace) में गरम करते हैं। प्रतिक्रिया में फॉस्फोरिक एसिड पहले तो मेटाफॉस्फोरिक एसिड में परिणत होता है; और फिर श्वेत ताप तक कोयले के साथ दहक कर अपचित हो जाता है। इस प्रकार फॉस्फोरस की जो भापें उठीं वे लोहे के नलों में होकर पानी की नौदों में टंटी होकर जम जाती हैं—

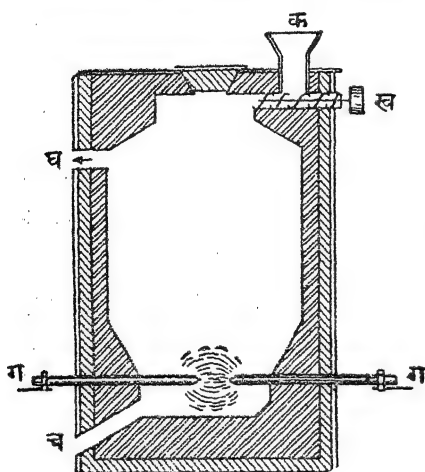


फॉस्फोरस ← — मेटा फॉस्फोरिक एसिड

इस प्रकार प्राप्त फॉस्फोरस में थोड़ा सा घुला कार्बन भी रहता है। पानी के भीतर इसे फिर विघटित करते हैं, और क्रोमिक एसिड के योग

से अशुद्धियों को उपचित कर देते हैं। जो स्वच्छ फॉस्फोरस रह जाता है, उसकी दण्डिकायें ढाल लेते हैं।

खनिज से फॉस्फोरस—फॉस्फोरस बनाने की आधुनिक विधि में

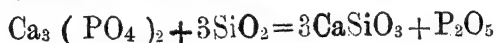


खनिजों के कैल्सियम फॉस्फेट का उपयोग किया जाता है। इसमें कोक और बालू मिलते हैं। तीनों के मिश्रण को अच्छी तरह सुखा लेते हैं। और फिर ऊपर “हौपर” (क) से बिजली की भट्टी में छोड़ते हैं। यह भट्टी लोहे की टंकी के समान है जिसके भीतर आग्नेय ईंटों का अस्तर लगा होता है। ऊपर की ओर एक पार्श्व में वाष्पों के निकलने का एक मार्ग (घ) होता है। भट्टी के अगल बगल कार्बन के दो

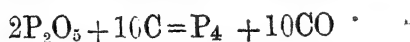
चित्र ६५—खनिज से फॉस्फोरस

विद्युत् द्वार (एलेक्ट्रोड) होते हैं (ग)। बिजली प्रवाहित करके भट्टी में 1250° का तापक्रम लाते हैं। इस तापक्रम पर खवण आरंभ होता है, और फिर तापक्रम धीरे धीरे 1500° तक बढ़ा देते हैं।

कैल्सियम फॉस्फेट और बालू की प्रतिक्रिया से ऊँचे तापक्रम पर (1250° पर) पहले फॉस्फोरस पंचौक्साइड मुक्त होता है—



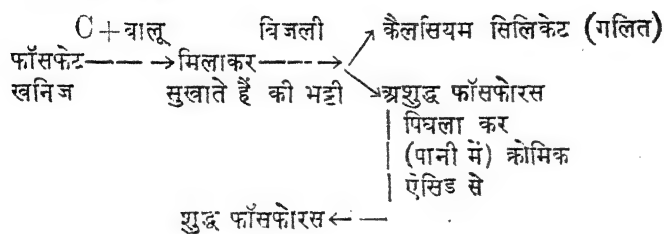
बाद को यह पंचौक्साइड कार्बन से अपचित होकर फॉस्फोरस देता है—



कैल्सियम सिलिकेट 1250° के निकट गलता है। 1800° के निकट तक गल कर द्रव हो जाता है। भट्टी के पेंदे के पास एक छेद (च) होता है, उसमें से यह समय समय पर बहा लिया जाता है। हौपर में से और खनिज भट्टी में छोड़ देते हैं।

इस प्रकार प्राप्त फॉस्फोरस कुछ गन्दे रंग का होता है। इसे पानी के

भीतर ही गलाते हैं, और इसमें सोडियम ट्रिक्रोमेट का ४% विलयन अम्ली-कृत करके डालते हैं, मिश्रण को कुछ घंटे रख छोड़ते हैं। फिर क्रोमद्रव को निकाल कर फेंक देते हैं। इस प्रकार जो पीला फॉस्फोरस मिला उसे गरम पानी से धोते हैं, और कैनवस के थैलों में छानते हैं। बाद को इसकी दण्डिकायें ढाल ली जाती हैं और काँच या टीन के बर्तनों में गानी के भीतर रखी जाती हैं।



लाल फॉस्फोरस—हवा की अनुपस्थिति में पीले या श्वेत फॉस्फोरस को 240° — 250° तक गरम करने पर लाल फॉस्फोरस बनता है। यदि तापक्रम और ऊँचा लिया जाय तो लाल फॉस्फोरस फिर पीला बन जाता है। पीले फॉस्फोरस का क्वथनांक 220° के निकट है। इस तापक्रम पर बन्द बर्तन में यदि फॉस्फोरस को कुछ मिनटों तक गरम होने दिया जाय तो यह लाल बन जाता है। यदि इसमें आयोडीन का सूक्ष्म अंश मिला दिया जाय तो यह परिवर्तन और शीघ्र होता है। प्रतिक्रिया यह है—

श्वेत फॉस्फोरस \rightleftharpoons लाल फॉस्फोरस + ३.७ कैलॉरी।

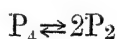
परिवर्तन करने के लिये श्वेत फॉस्फोरस को लोहे के अण्डाकार बर्तन में गरम करते हैं। इसमें एक सीधी ऊर्ध्व नली होती है जिसमें एक संरक्षक वाल्व भी होता है। इस्वात की नलियों में बन्द दो थर्मामीटर भी इसमें तापक्रम के नियंत्रण के लिये लगे होते हैं।

जब परिवर्तन समाप्त हो जाय, तो प्राप्त पदार्थ को कॉस्टिक सोडा के विलयन से प्रतिकृत करते हैं। यदि श्वेत फॉस्फोरस कुछ भी बचा होगा, तो इसमें धुल जायगा। लाल फॉस्फोरस को धोकर फिर सुखा लिया जाता है।

फॉस्फोरस के गुण—लाल और श्वेत फॉस्फोरस के भौतिक गुण नीचे की सारणी में दिये जाते हैं—

	लाल फॉस्फोरस	श्वेत फॉस्फोरस
द्रवणांक	६००-६१५°	४३.३°
क्वथनांक	बहुत ऊँचा	२६०°
घनत्व	२.१६	१.८३६
पानी में विलेयता	अविलेय	बहुत थोड़ा विलेय
अन्य विलायकों में विलेयता	अविलेय	ईथर, कार्बन डिसलफाइड, तारपीन आदि में विलेय

श्वेत या पीला फॉस्फोरस—यह मोम की तरह अल्प-पारदर्शक श्वेत पदार्थ है। ५५° के निकट यह भंजनशील हो जाता है, पर १५° के ऊपर मोम सा नरम हो जाता है। ४३° के निकट यह पिघलता है, और पीला द्रव मिलता है। यह पानी के भीतर ही पिघलाया जाता है। २६०° के निकट उबल कर नीरंग वाष्प देता है। ५१२° और १०४०° के बीच में इसका वाष्प घनत्व ६२ के लगभग है, जिसके अनुसार अणुभार १२४ हुआ। अतः इसके अणु का सूत्र P_4 हुआ, अर्थात् इसका अणु चतुःपरमाणुक है। १५००°-१७००° के बीच में वाष्प घनत्व कम हो जाता है और निम्न साम्य स्थापित होता है—



१२००° पर ५०% P_2 , और ८००° पर केवल १०% P_2 रहता है। १ भाग कार्बन डिसलफाइड में यह ६ भाग विलेय है। ईथर और सुगन्धित तैलों में भी कुछ विलेय है।

फॉस्फोरस ज्वलनशील सक्रिय पदार्थ है। ४५° पर ही हवा में आग पकड़ लेता है। इसीलिये इसे पानी के भीतर रखते हैं। अँधेरे में यह हरी आभा से चमकता है। कारण यह है कि बहुत धीरे धीरे इसका उपचयन होता रहता है। इस दृश्य को प्रस्फुरण या स्कन्दन (phosphorescence) कहते हैं।

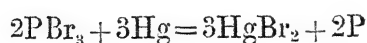
फॉस्फोरस त्वचा पर घाव करता है, और विषैला भी है। ०.१५ ग्राम सेवन से मृत्यु संभव है। कभी कभी मृत्यु ०.०४ ग्राम से ही हो जाती है। चूहों को मारने में काम आता है। लहसुन की सी गन्ध और इसका स्वाद चूहों को आकर्षक प्रतीत होता है। पहले जब दियासलाईयों पर पीला फॉस्फोरस

फॉस्फोरस लगा था, तो चूहे दियसलाइयों को खाने आते थे, और आग भी लगा देते थे जिनसे दुर्घटनायें हो जाती थीं। इस फॉस्फोरस की वाष्प भी विषैली होती हैं। इसके व्यवसाय में कार्य करने वाले मजदूरों के दाँत हिलने लगते हैं, और नीचे के जबड़े की हड्डियाँ भी क्षीण हो जाती हैं।

लाल फॉस्फोरस—इसका रंग लोहे की तरह धूसर होता है। यह एलकोहलीय पोटाश में विलेय है, और धुल कर लाल रंग देता है। इस विलयन में ऐसिड डालने पर यह अवक्षिप्त हो जाता है। यह हवा में जल्दी आग नहीं पकड़ता। इसे आसानी से २६०° तक गरम कर सकते हैं। इसे पानी के भीतर नहीं रखना पड़ता। यह क्लोरीन से भी आसानी से नहीं संयुक्त होता जैसा कि श्वेत फॉस्फोरस। यह विद्युत् का चालक नहीं है। इसके रॉम्बोफ्लकीय सूक्ष्म मणिभ होते हैं। कुछ रसायनज्ञों की धारणा है कि लाल फॉस्फोरस फॉस्फोरस का विशुद्ध बहुरूप नहीं है। यह फॉस्फोरस धातु और सिन्दूरी फॉस्फोरस का ठोस विलयन है क्योंकि इसके दहन-ताप (heat of combustion) आदि गुण परिवर्तित होते रहते हैं।

सिन्दूरी या सुर्ख फॉस्फोरस (Scarlet phosphorus)—यदि फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड में मामूली फॉस्फोरस का १०% विलयन लिया जाय और १० बटे गरम किया जाय तो तलैटी में सिन्दूरी फॉस्फोरस बैठ जायगा। वैसे तो यह लाल फॉस्फोरस से मिलता जुलता है, पर उसकी अपेक्षा कहीं अधिक क्रियाशील है। पर फिर भी हवा में उतनी जल्दी उपचित नहीं होता जितना कि श्वेत फॉस्फोरस। यह चारों में विलेय है, और फॉस्फीन देता है, और ताम्र सल्फेट विलयन का भी अपचयन करता है। यह नाइट्रिक ऐसिड के साथ भी उग्र प्रतिक्रिया करता है। सिन्दूरी फॉस्फोरस विषैला नहीं है।

फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड को पारे के साथ २४०° पर गरम करने पर भी शुद्ध सिन्दूरी फॉस्फोरस बनता है—



बीटा-श्वेत फॉस्फोरस—साधारण श्वेत फॉस्फोरस तो ऐलफा-श्वेत फॉस्फोरस है। यदि इसे—७६.६° तक ठंढा किया जाय अथवा ऐलफा-श्वेत फॉस्फोरस पर १२००० वायुमंडल का दाब डाला जाय तो यह बीटा-श्वेत फॉस्फोरस में परिणत हो जाता है। इसके मणिभ षट्कोणीय जाति के हैं।

गामा-श्वेत फॉस्फोरस—वर्नन (Vernon) के कथनानुसार श्वेत

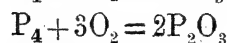
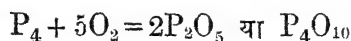
फॉस्फोरस का एक तीसरा रूप तब प्रकट होता है जब द्रव फॉस्फोरस को बहुत धीरे धीरे ठंडा होने दिया जाता है। इसका द्रवणांक $44^{\circ}3'$ है और घनत्व 1.723 ।

फॉस्फोरस धातु या ऐलफा-श्याम फॉस्फोरस—सन् १८६५ में हिट्टोर्फ (Hittorf) ने बताया कि 430° पर बन्द नली में यदि साधारण लाल फॉस्फोरस को गरम किया जाय, और नली का ऊपरी सिरा 44° पर रक्खा जाय, तो ऐलफा-श्याम फॉस्फोरस बनता है। इसके चमकदार अपारदर्शी मणिभ एक्कानतात् या राम्मो-फलकीय जाति के होते हैं। मणिभों का आपेक्षिक घनत्व 2.316 है। यह हवा में उपचित नहीं होते। इनका ऊर्ध्वपातन होता है (उक्त नली में उड़ कर ठंडे भाग में जमा हो जाते हैं)। यदि बन्द नली में फॉस्फोरस को पिघले सीसे में 400° पर रक्खा जाय और मणिभ बनने दिये जायं, तब भी ऐलफा-श्याम फॉस्फोरस बनता है। बाद को हलके नाइट्रिक ऐसिड के योग से सीसा तो घोल लिया जाता है, और ऐलफा-श्याम फॉस्फोरस बच रहता है। यह फॉस्फोरस विद्युत् का चालक नहीं है।

बीटा-श्याम फॉस्फोरस—श्वेत फॉस्फोरस को 200° पर 12000 किलोग्राम प्रति वर्ग सेंटीमीटर के दाब पर रखने से यह बनता है। इसका घनत्व 2.66 और द्रवणांक के 47.5° है। यह 400° पर भी हवा में नहीं जलता। यह बिजली का अच्छा चालक है।

बैजनी फॉस्फोरस—श्वेत फॉस्फोरस में सोडियम का सूक्ष्मांश मिला कर बहुत ऊँचे दाब पर 200° पर रखने पर बैजनी फॉस्फोरस बनता है। यह मणिभीय पदार्थ है। घनत्व 2.35 है और द्रवणांक 46.5° ।

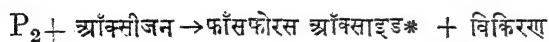
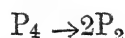
फॉस्फोरस के रासायनिक गुण—लाल और श्वेत फॉस्फोरस दोनों क्रियावान् पदार्थ हैं, पर श्वेत फॉस्फोरस तो बहुत ही कर्मण्य है। दोनों ही हवा या ऑक्सीजन में जल कर मुख्यतया फॉस्फोरस पंचोक्साइड देते हैं और कुछ त्रिऑक्साइड भी बनता है—



श्वेत फॉस्फोरस हवा के साधारण तापक्रम पर ही ऑक्सीजन से संयुक्त होता रहता है (और P_2O_3 मुख्यतया बनता है), और इस प्रतिक्रिया में जो शक्ति विसर्जित होती है उसके कारण यह चमकता रहता है (स्फुरण)।

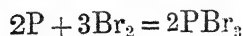
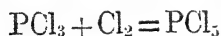
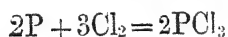
फॉस्फोरस की इस आभा (glow) को ज्वाला ही समझा जा सकता है क्योंकि इसमें वह ज्वलनशील पदार्थ होता है, जो ऑक्सीजन से संयुक्त हो ही रहा हो। हवा के प्रवाह से इस आभा को फॉस्फोरस से दूर भी खिसकाया जा सकता है। पर अन्य ज्वालाओं की अपेक्षा यह ज्वाला बहुत ठंडी है। अतः इसे “ठंडी ज्वाला” (cold flame) कहा जाता है। अन्य ठंडी ज्वालायें भी ज्ञात हैं। थायोफास्फोरिल फ्लोराइड की ज्वाला में तो हाथ रक्खा जा सकता है, और हाथ में जलन नहीं मालूम होती।

फॉस्फोरस की आभा के लिये ऑक्सीजन के दाब की एक विशेष सीमा आवश्यक है (१ से ६०० मि० मी० दाब)। १ मि० मी० से कम के दाब में भी आभा मिट जाती है, और ६०० मि० मी० से अधिक के दाब में भी नहीं रह पाती। आभा बनते समय कई प्रतिक्रियाओं की श्रृंखला चलती है। प्रतिक्रियायें इस प्रकार हैं—



तारक चिह्न (*) लगा ऑक्साइड सक्रिय या उत्तेजित जाति का है।

लाल फॉस्फोरस २६०° के निकट ही आग पकड़ता है। अतः यह निरापद पदार्थ है। लाल और श्वेत फॉस्फोरस हैलोजनों से शीघ्र संयुक्त होते हैं, श्वेत फॉस्फोरस तो बहुत ही शीघ्र। प्रतिक्रिया में पहले तो त्रि-हैलाइड बनता है और बाद को पंच हैलाइड—

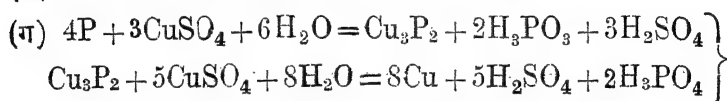
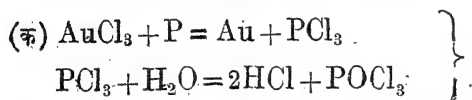


फॉस्फोरस और गन्धक के योग से कई सल्फाइड बनते हैं जिनमें P_4S_3 और P_2S_5 मुख्य हैं। P_4S_3 का उपयोग दियासलाई में होता है।

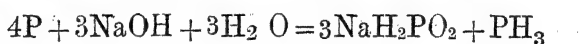
धातुओं के योग से फॉस्फोरस फॉस्फाइड बनाता है। जैसे सोडियम के साथ Na_3P । मटर के दाने के बराबर सोडियम लेकर बन्द मूपा में इतने ही बड़े शुष्क फॉस्फोरस के दाने के साथ गरम करो। लपक उठेगी, और

तत्क्षण सोडियम फॉसफाइड बनेगा। पानी में डालने पर ही यह जल उठता है, क्योंकि फॉसफीन गैस बनती है।

फॉसफोरस प्रबल अपचायक पदार्थ है। इसको ईथर में घोल कर स्वर्ण क्लोराइड या प्लैटिनिक क्लोराइड के विलयन में छोड़ें तो श्लैष (कोलायडीय) स्वर्ण या श्लैष प्लैटिनम मिलेगा। नाइट्रिक एसिड के संपर्क से फॉसफोरस ऑर्थो-फॉसफोरिक एसिड में परिणत हो जाता है। ये प्रयोग श्वेत फॉसफोरस से करने चाहिये। ताम्र सल्फेट को भी श्वेत फॉसफोरस अपचित करके ताम्र-फॉसफाइड और धातु तौबा देता है।

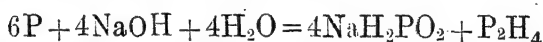


श्वेत फॉसफोरस कास्टिक सोडा के योग से फॉसफीन देता है—

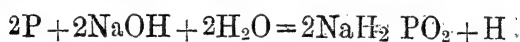


पर लाल फॉसफोरस कास्टिक सोडा के योग से प्रतिकृत नहीं होता।

कास्टिक सोडा और श्वेत फॉसफोरस की प्रतिक्रिया में थोड़ा सा फॉसफोरस, टेट्राहाइड्राइड P_2H_4 , भी बनता है—



और कभी कभी हाइड्रोजन भी बनता है—



फॉसफोरस का परमाणुभार—फॉसफोरस का परमाणु भार स्पष्टतः ३१ केल्विगम है, क्योंकि इसके जितने वाष्पशील यौगिक (जैसे फॉसफीन, फॉसफोरस त्रिऑक्साइड, त्रिक्लोराइड आदि) हैं, उनमें से किसी में भी प्रति ग्राम अणु ३१ ग्राम से कम फॉसफोरस नहीं है। रजत फॉसफेट की ज्ञात मात्रा से कितना रजत ब्रोमाइड बनता है, यह जान कर भी फॉसफोरस का शुद्ध परमाणु भार निकाला गया है, क्योंकि रजत, ब्रोमीन और ऑक्सीजन का परमाणु भार तो मालूम ही है। टेर-गेज़ेरियन (Ter-Gazarian) ने

कैलसियम फॉसफाइड और पानी के योग से फॉसफीन गैस तैयार की और इसे द्रवीभूत करके आंशिक स्रवण द्वारा शुद्ध किया। इसका फिर वाष्प घनत्व निकाला। १ लीटर गैस का भार उसे 1.423 ग्राम मिला, जिसके आधार पर अणुभार 33.830 निकला। यदि हाइड्रोजन का परमाणुभार 1.008 माना जाय तो फॉसफोरस का परमाणुभार $33.830 - 3.024 = 30.806$ होना चाहिये। अन्तःराष्ट्रीय समिति द्वारा स्वीकृत परमाणुभार 31.02 है।

दियासलाई का व्यवसाय—१८वीं शताब्दी के अन्त तक सभी देशों में चकमक पत्थर के समान किसी पत्थर को रगड़ कर आग की चिनगारियाँ निकाली जाती थीं। भारतवर्ष में यज्ञ के लिये काष्ठ को रगड़ कर आग तैयार की जाती थी। यूरोप में इस्पात और फ़िल्ट के द्वारा चिनगारियाँ निकालते थे, और चीड़ की पतली पतली लकड़ियों के सिरे को गन्धक में डुबो कर सुखा कर रखते थे। ये तीलियाँ आग पकड़ लेती थीं। चिनगारियाँ रुई सुलगाने में भी काम आती थीं।

सन् १८०५ में चैन्सल (Chancel) ने एक बोतल में सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड से संतृप्त एसबेस्टस लिया, और लकड़ी की तीलियों के सिरे पर गन्धक, पोटाश क्लोरेट और चीनी का मिश्रण लगाया। तीलियाँ सल्फ्यूरिक एसिड के संपर्क में आते ही जल उठती थीं। रासायनिक प्रतिक्रिया द्वारा इस प्रकार आग तैयार की गयी।

सन् १८०६ में पेरिस में फॉसफोरस की दियासलाईयों का प्रचार आरंभ हुआ। पर ये दियासलाईयाँ बहुत शीघ्र जल उठती थीं। डोरपास (Dorepas) ने सुझाया कि यदि फॉसफोरस में मेगनीशिया मिला दिया जाय तो फॉसफोरस इतनी जल्दी न जलेगा। कहा जाता है कि डिरोस्ने (Derosne) ने रगड़ कर जलाये जाने वाली फॉसफोरस लगी हुई तीलियों का पहली बार प्रचार किया।

गन्धक और फॉसफोरस गला कर नली में अच्छी तरह बन्द रक्खा गया। जब कोई तीली जलानी होती तो इस मिश्रण में डुबोयी जाती। यह बाहर हवा में निकालते ही जल उठती थी। इस प्रकार की दियासलाई का प्रयोग सन् १८१६ में हुआ।

सन् १८२७ में वस्तुतः पहली वर्षण-दियासलाई इंग्लैंड में बनी। इसका नाम कॉनग्रीव (Congreves) रक्खा गया (सर विलियम कॉनग्रीव के नाम पर)। इसमें लकड़ी की सलाईयों के मुँह पर गन्धक और एण्टीमनी

इसी ग्रंथ में रत्न या मणियों का उल्लेख भी है।

मणि ये हैं—वैक्रान्त, सूर्यकान्त (sun-stone), हीरक (diamond), मोक्किनक (pearl), चन्द्रकान्त (moon-stone), राजावर्त्त (lapis lazuli), गरुडोद्गार (emerald)। इनके अतिरिक्त पुष्पराग, महानील, पद्मराग, प्रवाल (coral), वैदूर्य और नील, ये मणि और हैं।

हीरे को वज्र भी कहते हैं। इसका विवरण इस प्रकार है कि इसमें ८ फलक और ६ कोण होते हैं, और इसमें से इन्द्रधनुष के से रंग दीखते हैं। वज्र नर, नारी और नपुंसक-भेद से तीन प्रकार के बताए गए हैं, जिनके विस्तार की यहाँ आवश्यकता नहीं है।

रसरत्नसमुच्चय ग्रंथ के पाँचवें अध्याय में धातुओं का उल्लेख है। धातुओं का सामान्य नाम 'लोहा' है।

(क) शुद्ध-लोह अर्थात् शुद्ध धातु तीन हैं—सोना, चाँदी और लोहा।

(ख) पूती लोह (दुर्गन्ध देने वाले धातु) दो हैं—सीसा (नाग) और राँगा या बंग (lead and tin)।

(ग) मिश्र लोह (धातुओं का मिश्रण-alloy) तीन हैं—पीतल (brass), काँसा (ball-metal) और वर्तलोह।

सोना पाँच प्रकार का माना गया है—प्राकृतिक, सहज, बाह्यसंभूत, खान से निकला, रस-वेध से प्राप्त।

चाँदी तीन प्रकार की है—अर्थात् सहज, खान से निकली और कृत्रिम।

सीसे और सुहागे के संयोग से चाँदी शुद्ध होती है। किसी खपड़े पर चूने और राख का मिश्रण धरे, और फिर बराबर बराबर चाँदी और सीसा। फिर तब तक धमन (roast) करें जब तक सीसा सब खतम न हो जाय। ऐसा करने पर शुद्ध चाँदी रह जायगी।

ताँवा दो प्रकार का होता है; एक तो नैपाल का शुद्ध, और दूसरा खान से निकला, जिसे म्लेच्छ कहते हैं।

लोहा तीन प्रकार का होता है—मुण्डे (wrought iron), तीक्ष्ण और कान्त। मुण्डे के भी तीन भेद हैं—मृदु, कुण्ठ और कडार।

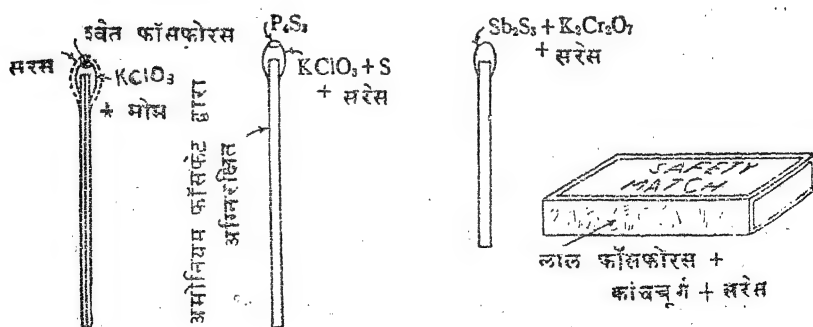
सलफाइड, पोटेश क्लोरेट और गोंद का मिश्रण लगा था। एक डिबिया में ८४ सलाइयाँ रहती थीं और यह १ शिलिंग को बिकती थीं। डिबिया के साथ में सैण्डपेपर (रेगमाल) मिलता था जिस पर काँच का महीन चूरा लगा होता था। इसे मोड़ कर मोड़ में से रगड़ कर दियासलाई निकालने पर आग जल उठती थी।

फॉस्फोरस की दियासलाईयों का प्रचार सन् १८३३ से बढ़ा। लंडन में जोन्स ने १८३० में प्रोमीथियन दियासलाईयों का पेटेंट लिया। इनमें फॉस्फोरस न था। पर बाद को तो फॉस्फोरस का प्रचार इतना बढ़ गया, कि आज तक इनका महत्व है।

प्रारंभिक दियासलाईयों में यह मसाला लगाया जाता था—फॉस्फोरस (२०.५), गन्धक (१४.३), पोटैशियम क्लोरेट (३२.१), खड़िया (८.०), डेक्सट्रिन (२५.१)

श्वेत फॉस्फोरस की दियासलाई—सलाइयों के मुँह पर ४.७ प्रतिशत मामूली सफेद फॉस्फोरस लेड आक्साइड में मिलाकर लगाया जाता था। सरेस, लोहे का आक्साइड आदि पदार्थ भी आवश्यकतानुसार लगाते थे।

संरक्षित दियासलाई (Safety Matches)—पुरानी दियासलाईयाँ कहीं भी रगड़ देने पर जल उठती थीं। अतः कई बार दुर्घटनायें हो गयीं। तब से अब संरक्षित दियासलाईयों का प्रचार है। आज कल की इन दियासलाईयों के मुख पर पोटैशियम क्लोरेट और गन्धक होता है। डिबिया पर जो मसाला लगा होता है, उसमें लाल फॉस्फोरस, एण्टीमनी सलफाइड और पिप्ता



चित्र ६६—विभिन्न प्रकार की दियासलाईयाँ

काँच होता है। चीड़ की पतली पतली सलाइयाँ पहले तो मोम में डुबोई जाती हैं, और फिर पोटैसियम क्लोरेट और गन्धक के मिश्रण में।

सलाई—पोटैसियम क्लोरेट (१८), पोटैसियम द्विक्रोमेट (१६), गन्धक (०.४), मैगनेज़ द्विअक्साइड (१.८), आयरन अक्साइड (१), राल (१), काँच का चूरा (२), सरस (१) और गोंद (४) किलो।

डिबिया पर—लाल फॉस्फोरस (१), एण्टीमनी सल्फाइड, Sb_2S_3 (०.२५), दिये का काजल (०.५०) और डेक्सट्रिन (६.३०) किलो।

फॉस्फोरस हाइड्राइड—फॉस्फोरस हाइड्रोजन के साथ चार हाइड्राइड बनता है।

फॉस्फीन— PH_3 या फॉस्फोरेटेड हाइड्रोजन (गैसी)।

दिहाइड्रोजन फॉस्फाइड, P_2H_4 —या द्रव फॉस्फोरेटेड हाइड्रोजन।

दो प्रकार के ठोस फॉस्फोरेटेड हाइड्रोजन— $P_{12}H_6$ और P_4H_2

इन चारों में फॉस्फीन अधिक उल्लेखनीय है। जैसे नाइट्रोजन से अमोनिया, NH_3 , और अमोनियम यौगिक, NH_4 य, बनते हैं, उसी प्रकार फॉस्फोरस से फॉस्फीन PH_3 , और फॉस्फोनियम यौगिक, PH_4 य, बनते हैं।

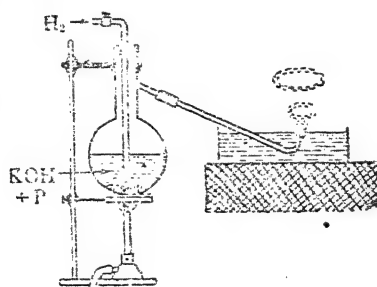
फॉस्फीन, PH_3 —सन् १७८३ में गेनगम्ब्रे (Gengembre) ने सफेद

फॉस्फोरस को कॉस्टिक पोटाश के विलयन के साथ उबाल कर इसे तैयार किया। पोटाश के स्थान में कॉस्टिक सोडा, बेराइट या चूना किसी का भी उपयोग किया जा सकता है। कार्बनिक यौगिकों के सड़ने पर भी फॉस्फीन बनता है।

दलदल वाले स्थानों में ज्वाला

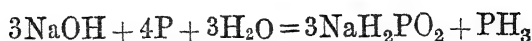
की सी चमक, अथवा कभी कभी

कवरिस्तानों में हलकी सी रोशनी की झलक जो दीख जाती है, वह बहुधा फॉस्फीन के उपचयन के कारण है।



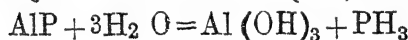
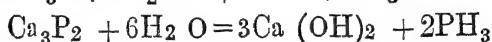
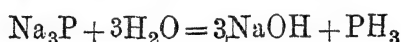
चित्र ६७—फॉस्फीन बनाना

फॉस्फीन बनाने की सबसे सरल विधि कॉस्टिक सोडा और श्वेत फॉस्फोरस के योग से है। प्रतिक्रिया में सोडियम हाइपोफॉस्फाइड और फॉस्फीन बनते हैं—



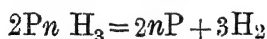
प्रयोग के समय सम्पूर्ण उपकरणों में कहीं भी हवा नहीं होनी चाहिये क्योंकि हवा के योग से फॉस्फीन जल उठता है। कांच की फ्लास्क में ५ ग्राम श्वेत फॉस्फोरस लो और २०% कॉस्टिक सोडा के विलयन के १०० c.c. लो। उपकरण चित्र की भांति ठीक करो। इसमें कोल गैस प्रवाहित करके भीतर की सब हवा निकाल दो। अब मिश्रण को गरम करो। फॉस्फीन निकलेगा। पानी से बाहर आते ही प्रत्येक बुदबुदा जल उठेगा, और फॉस्फोरस पंचौक्साइड के धूम के सुन्दर वलय ऊपर उठेंगे।

धातुओं के फॉस्फाइड और पानी के योग से भी फॉस्फीन बनता है, विशेषतया कैल्सियम और सोडियम फॉस्फाइड से।



समुद्र पर संकेत समाचार भेजने में कैल्सियम फॉस्फाइड का प्रयोग किया गया है। कैल्सियम सल्फाइड समुद्र के पानी में डाला जाता है, और जो लपट उठती है, उसे समुद्र का पानी बुझा नहीं सकता। इसे बड़वानल कहा जा सकता है।

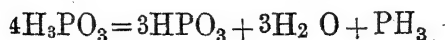
फॉस्फीन का वाष्प घनत्व १७ है। अतः अणुभार ३४ हुआ। यह इस सूत्र PH_3 की पुष्टि करता है। फॉस्फीन को तांबे के साथ बिजली की चिनगारियों के योग से गरम करने पर ताम्र फॉस्फाइड, लाल फॉस्फोरस और हाइड्रोजन बनता है। प्रयोग में देखा गया है कि २ आयतन फॉस्फीन से ३ आयतन हाइड्रोजन मिलता है—



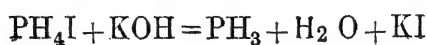
२ आयतन ३ आयतन

वाष्प घनत्व से स्पष्ट है कि n का मान १ है।

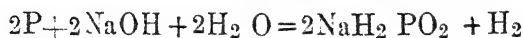
शुद्ध फॉस्फीन फॉस्फोरस ऐसिड को गरम करके बनता है—



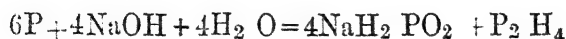
फॉस्फोनियम आयोडाइड को कॉस्टिक पोटाश के विलयन के साथ गरम करने पर भी शुद्ध फॉस्फीन मिलता है—



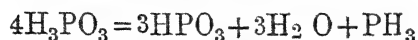
टिप्पणी—फॉस्फोरस और कार्बिक सोडा के योग से फॉस्फीन ही नहीं प्रत्युत हाइड्रोजन भी थोड़ा सा निम्न प्रतिक्रिया से बनता है—



प्रतिक्रिया में द्रव द्विहाइड्रोजन फॉस्फाइड, P_2H_4 , भी थोड़ा सा बनता है—



कुछ लोगों की धारणा है कि शुद्ध फॉस्फीन हवा के योग से अपने आप नहीं जल उठता। अपने आप जल उठने वाली चीज तो P_2H_4 है, जो फॉस्फीन के साथ ही सूक्ष्म मात्रा में बनता है। डेवी ने फॉस्फोरस ऐसिड गरम करके शुद्ध फॉस्फीन बनाया—

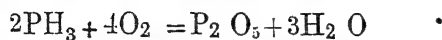


यह फॉस्फीन स्वतः ज्वलनशील न था। 100° तक गरम करने पर ही जलता था।

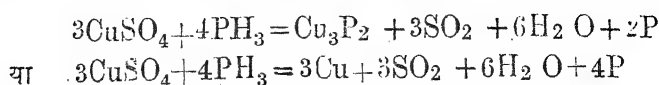
सन् १८४५ में थेनार्ड (Thenard) ने भी यह दिखाया कि यदि फॉस्फोरस और कार्बिक चार के योग से बना फॉस्फीन हिमकारक मिश्रण के संपर्क में प्रवाहित किया जाय जिससे P_2H_4 द्रवीभूत हो जाय, तो जो शुद्ध फॉस्फीन बच रहता है वह स्वतः ज्वलनशील नहीं है। फॉस्फोरस और एल्कोहलीय कार्बिक पोटाश के योग से बने फॉस्फीन में हाइड्रोजन तो थोड़ा सा होता है, फिर भी यह स्वतः ज्वलनशील नहीं है। इन सब प्रयोगों से स्पष्ट है कि फॉस्फीन की स्वतः-ज्वलनशीलता P_2H_4 के कारण है।

फॉस्फीन के गुण—यह नीरंग गैस है। इसमें लहसुन की सी या मछली की सी तीक्ष्ण गन्ध होती है। श्वास की दृष्टि से यह विषैला है। यह गैस पानी, एल्कोहल या ईथर में बहुत ही कम विलेय है।

शुद्ध फॉस्फीन और ऑक्सीजन का मिश्रण स्वतः ज्वलनशील नहीं है पर यदि गैस-दाब बहुत कम कर दिया जाय तो प्रबल विस्फोट होता है। फॉस्फीन हवा में जलने पर फॉस्फोरस पंचौक्साइड देता है—

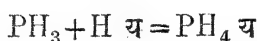


फॉस्फीन प्रबल अपचायक है। ताम्र सल्फेट के विलयन में प्रवाहित करने पर ताँवे का या ताम्र फॉस्फाइड का लाल अवक्षेप देता है—

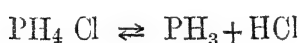


इसी प्रकार स्वर्ण और रजत लवणों के अपचयन से भी धातु मिलती है।

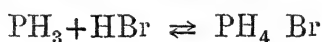
फॉस्फोनियम यौगिक—फॉस्फीन लिटमस के प्रति तो शिथिल है पर फिर भी यह निर्बल क्षार की तरह व्यवहार करता है। इसके लवण फॉस्फोनियम कहलाते हैं।



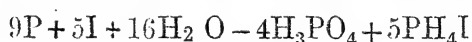
फॉस्फीन और शुष्क हाइड्रोक्लोरिक एसिड का मिश्रण वायु के दाब पर तो संयुक्त नहीं होते पर यदि 15° पर दाब 1 cm वायुमंडल का हो जाय अथवा यदि तापक्रम -35° तक ठंडा किया जाय तो ये संयुक्त हो जाते हैं। और फॉस्फोनियम क्लोराइड के सफेद मणिम मिलते हैं। ऊँचे तापक्रमों पर यह साम्य रहता है—



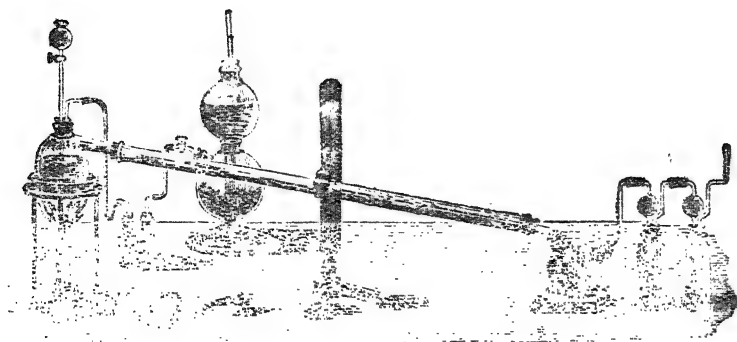
फॉस्फीन और हाइड्रोब्रोमिक एसिड का मिश्रण ठंडे फ्लास्क में प्रवाहित करने पर फॉस्फोनियम ब्रोमाइड, PH_4Br , मिलता है जो क्लोराइड की अपेक्षा अधिक स्थायी है—



फॉस्फीन और हाइड्रोआयोडिक एसिड में संयोग आसानी से वायुमंडल के दाब और साधारण तापक्रम पर ही हो जाता है। फॉस्फोनियम आयोडाइड, PH_4I , काफी स्थायी यौगिक है। इसके मणिमों का ऊर्ध्वपातन किया जा सकता है। फॉस्फोनियम आयोडाइड बनाने की सुविधाजनक विधि तो फॉस्फोरस, आयोडीन और पानी के योग से है—

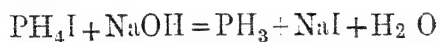


सफेद फॉस्फोरस (१०० भाग) को कार्बन द्विसलफाइड (१०० भाग) में घोलते हैं। फिर भूमके में (जिसमें से हवा कार्बन द्विऑक्साइड के प्रवाह से निकाल दी गई हो) आयोडीन (१७५ भाग) मिलाते हैं। CO_2 के प्रवाह में गरम करके कार्बन द्विसलफाइड को जलऊष्मक पर संचित कर लेते हैं। फिर फॉस्फोरस आयोडाइड पर पानी (८५ भाग) डाला जाता है और गरम करके फॉस्फोनियम आयोडाइड प्राप्त कर लेते हैं।

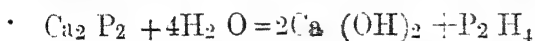


चित्र ६८—फॉस्फोनियम आयोडाइड

फॉस्फोनियम आयोडाइड पानी या क्षार के विलयनों के योग से शुद्ध फॉस्फीन देता है—

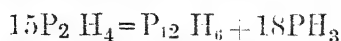


ट्रिहाइड्रोजन फॉस्फाइड, P_2H_4 (फॉस्फोरस ट्रिहाइड्राइड)—गम पानी और कैल्शियम ट्रिफॉस्फाइड के योग से यह बनाया जाता है—



एक बुल्फ-बोतल में 60° का पानी रखते हैं, और मोटी नली द्वारा इस पानी में कैल्शियम ट्रिफॉस्फाइड के टुकड़े छोड़ते हैं। बुल्फ-बोतल में से हाइड्रोजन प्रवाहित करके हवा निकाल देते हैं। हाइड्रोजन फॉस्फाइड की वाष्पों की द्रावण मिश्रण में टंढा करके द्रवीभूत कर लेते हैं।

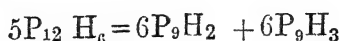
इस गैस का वाष्प घनत्व ३३ के लगभग है अतः अणुभार ६६ हुआ, जिससे इसका सूत्र P_2H_4 हुआ। अतः संगठन की दृष्टि से यह हाइड्रोजन, N_2H_4 , से मिलता जुलता है। यह द्रव पदार्थ है जिसका क्वथनांक 35° (95° मि० मो० पर) है। धूप में रख छोड़ने पर यह द्रव विभक्त हो जाता है, और फॉस्फोन गैस और ठोस पीला पदार्थ P_{12}H_6 बनता है—



ठोस हाइड्रोजन फॉस्फाइड, P_{12}H_6 और P_3H_2 —जैसा अभी कहा गया, ट्रिहाइड्रोजन फॉस्फाइड को धूप में रखने पर पीला ठोस फॉस्फाइड P_{12}H_6 , बनता है। यह सफेद फॉस्फोरस में विलेय है। फॉस्फोरस के

हिमांक का कितना अवनमन (depression) होता है, यह जान कर इसका अणुभार निकाला गया। इसके आधार पर इसका सूत्र $P_{12} H_6$ ठहरा।

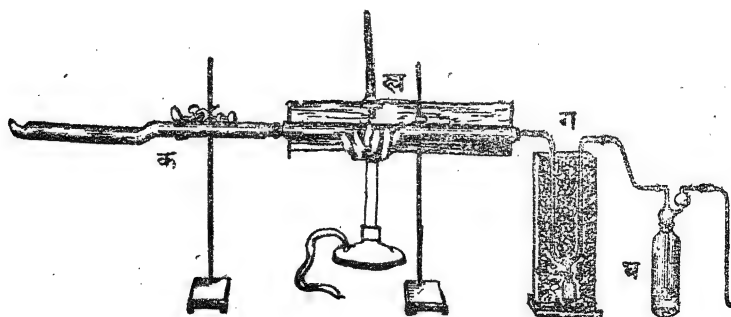
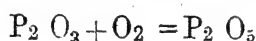
$P_{12} H_6$ को शून्य नली में गरम किया जाय तो यह शुद्ध फॉस्फीन देता है, और एक लाल ठोस हाइड्रोजन फॉस्फाइड बनता है, जिसका सूत्र P_3H_2 है—



सोडियम फॉस्फाइड, $Na_2 P_5$, और हलके ऐसीटिक एसिड के योग से एक और ठोस हाइड्रोजन फॉस्फाइड, P_3H_2 , संभवतः बनता है।

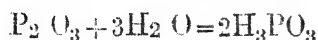
फॉस्फोरस ऑक्साइड—फॉस्फोरस के कई ऑक्साइड, $P_2 O_3$, $P_2 O_4$, $P_2 O_5$ और $P_2 O_6$, ज्ञात हैं पर इनमें विशेष महत्व के केवल त्रिऑक्साइड, $P_2 O_3$, और पंचौक्साइड, $P_2 O_5$, हैं।

फॉस्फोरस ऑक्साइड, या त्रिऑक्साइड, $P_2 O_3$ —यदि श्वेत फॉस्फोरस को हवा में धीरे धीरे गरम किया जाय, तो यह बनता है। साथ में पंचौक्साइड, $P_2 O_5$, भी बनता है। ठंडा करने पर दोनों का चूर्ण प्राप्त होता है। यदि इस मिश्रण को $50^\circ-60^\circ$ तक गरम किया जाय, तो अधिक वाष्पशील होने के कारण त्रिऑक्साइड की भाँपें पहले उठती हैं। इन्हें ठंडा करके ठोस मोम ऐसा त्रिऑक्साइड मिलता है। यह गरम पानी में पिघल जाता है। इसमें लहसुन की सी गन्ध होती है। हवा में गरम करने पर यह जल उठता है और तेज़ प्रकाश निकलता है—

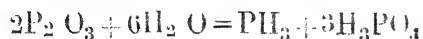


चित्र ६६—फॉस्फोरस त्रिऑक्साइड बनाना

ठंडे पानी के योग से यह फॉस्फोरस एसिड, H_3PO_3 , देता है—



गरम पानी और फॉस्फोरस एसिड के योग में फॉस्फोन, लाल फॉस्फोरस और फॉस्फोरिक एसिड बनते हैं—

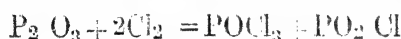


ज्वारों के साथ भी ऐसी ही प्रतिक्रिया होती है।

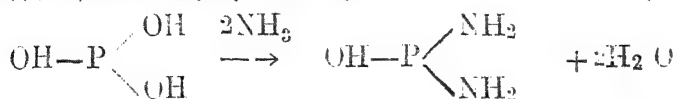
अशुद्ध फॉस्फोरस ऑक्साइड धूप में लाल पड़ जाता है जो संभवतः फॉस्फोरस बनने के कारण है।

फॉस्फोरस ऑक्साइड का वाष्प-घनत्व १८० है, अतः अणुभार २२० हुआ। अतः इसका सूत्र P_4O_6 होना चाहिये। वैज्ञानिकों के हिमांक के अनुमान से भी यही सिद्ध होता है।

क्लोरीन में यह स्वतः जल उड़ता है, और फॉस्फोरस ऑक्सक्लोराइड, $POCl_3$, और फॉस्फोरिल क्लोराइड, PO_2Cl , बनते हैं।

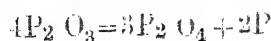


यह ऑक्साइड ईथर, कार्बन ट्राइसल्फाइड, बेंजीन और क्लोरोफॉर्म में विलेय है। निरपेक्ष एल्कोहल के साथ जल उड़ता है। अमोनिया के योग से फॉस्फोरस एसिड का ट्रिप्साइड बनाता है—



फॉस्फोरस चतुः ऑक्साइड, P_2O_4 —फॉस्फोरस के धीरे धीरे उपचित होने पर ऑक्साइडों का जो मिश्रण बनता है, उसके ऊर्ध्वपातन से यह चतुः ऑक्साइड बनता है।

द्रव त्रिऑक्साइड, P_2O_3 , को बन्द नली में गरम किया जाय तो यह २००° तक तो स्थायी रहता है, पर २१०° पर मुंघला पड़ जाता है, और ४४०° पर इसमें से एक दूसरे ऑक्साइड का ऊर्ध्वपातन होता है, जो $P_2 O_4$ है। इसके उड़ जाने पर लाल फॉस्फोरस नली में बच रहता है—



इस चतुःऑक्साइड का सल्फ में १८०° पर ही ऊर्ध्वपात होता है।

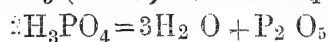
इसके नीरंग मणिम पारदर्शक होते हैं। ये पानी में घुल कर फॉस्फोरस एसिड और फॉस्फोरिक एसिड देते हैं—



इस प्रकार यह $N_2 O_4$ के समान है।

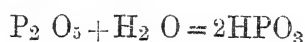
फॉस्फोरस पंचौक्साइड, $P_2 O_5$ —समुचित वायु में फॉस्फोरस गरम करने पर फॉस्फोरस पंचौक्साइड बनता है। इसके धूम्रधान वादल ठंड होने पर हलका चूर्ण देते हैं। यदि इस चूर्ण को 440° तक गरम किया जाय तो यह चूर्ण टस पड़ कर भारी हो जाता है। यदि इस चूर्ण को कार्बन ट्राइऑक्साइड के प्रवाह में गरम किया जाय तो इसके मणिम मिलते हैं, जिनका 240° पर ऊर्ध्वपात होता है। दाब में रक्ताप तक गरम किये जाने पर ये पिघलते हैं।

व्यापारिक मात्रा में फॉस्फोरस पंचौक्साइड हड्डी की राख या फॉस्फेटों के खनिज से तैयार किया जाता है—



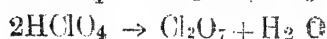
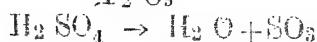
इसमें थोड़ा सा त्रिऑक्साइड भी मिला होता है। पंचौक्साइड के चूर्ण को लोहे की नली में ऑक्सीजन के प्रवाह में गरम करने पर यह त्रिऑक्साइड भी पंचौक्साइड में परिणत हो जाता है।

फॉस्फोरस पंचौक्साइड का पानी के प्रति इतना अधिक स्नेह है कि यह शोषक का काम करता है। हवा से पानी ग्रहण करके यह मेटा-फॉस्फोरिक एसिड बनता है—

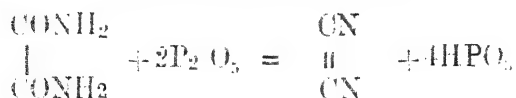


कैल्सियम क्लोराइड और सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा शोषण होने के अनन्तर भी गैसों में जल का जो सूक्ष्म अंश बच रहता है, वह इस पंचौक्साइड की सहायता से दूर किया जा सकता है।

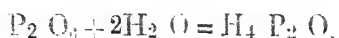
यह यौगिकों के अणुओं में से भी पानी का अणु पृथक् करने में समर्थ है—



इसी प्रकार आर्क्नेसाइट से गायनोचन मिलता है—



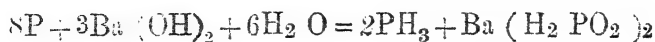
फॉस्फोरस परीक्साइट, P_2O_5 —फॉस्फोरस पंचौसमाइट और आर्क्नेसाइट के मिश्रण को गरम विसर्ग नली में होकर प्रवाहित करने पर यह बनता है। यह बैजनी रंग का ठोस पदार्थ है। गनी के योग से संभवतः यह परफॉस्फोरिक ऐसिड, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, देता है—



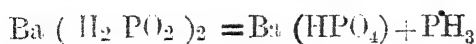
फॉस्फोरस अम्ल—फॉस्फोरस के कई अम्ल पाये जाते हैं, जिनमें निम्न उल्लेखनीय हैं—

हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड	H_3PO_2
फॉस्फोरस ऐसिड	H_3PO_3
हाइपोफॉस्फोरिक ऐसिड	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$
आर्थो फॉस्फोरिक ऐसिड	H_3PO_4
पायरोफॉस्फोरिक ऐसिड	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
मेटाफॉस्फोरिक ऐसिड	HPO_3
परफॉस्फोरिक ऐसिड	H_3PO_5 और $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_8$

हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड -- H_3PO_2 —सन् १८१६ में ड्यूलोन (Dulong) ने इस ऐसिड की खोज की थी। हम यह कह चुके हैं कि कास्टिक सोडा और फॉस्फोरस के योग से फॉस्फीन बनते समय सोडियम हाइपोफॉस्फाइट भी बनता है। यदि इस प्रतिक्रिया में कास्टिक सोडा की जगह बेराइटा का प्रयोग किया जाय तो बेरियम हाइपोफॉस्फाइट, $\text{Ba} (\text{H}_2\text{PO}_2)_2$, बनेगा जो हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड का लवण है—



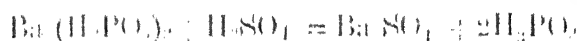
बेरियम हाइपोफॉस्फाइट तो विलेय है, पर प्रतिक्रिया में थोड़ा सा बेरियम फॉस्फेट भी बनता है जो अविलेय है।



ज्ञान कर इसे अविलेय कर दिया जाता है। बेराइटा का आधिक्य

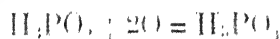
कार्बन डिऑक्साइड के प्रवाह में द्रव कर देते हैं। छले विलयन का फिर मलिनोलेन में बरफ बेरियम हाइपोफॉस्फेट, $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, के मणिम प्राप्त कर लेते हैं।

बेरियम हाइपोफॉस्फेट के मणिमों के विलयन में सल्फ्यूरिक ऐसिड की हिमा में निकली लेक आवश्यक मात्रा छोड़ कर हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड प्रवाह कर लेते हैं। बेरियम सल्फेट का अवक्षेप छान कर अलग कर देते हैं—

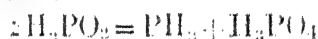


निम्नोक्त (छले द्रव्य) को 150° गरम करके उड़ाते हैं। जब चासनी सा रह जाय तो 5° तक ठंढा करके शोधित (डिफिकेटर) में P_2O_5 और KOH के ऊपर सूखने देते हैं। इस प्रकार ऐसिड के मणिम प्राप्त हो जाते हैं। बाजार में अधिकतर इसका १०% विलयन मिलता है।

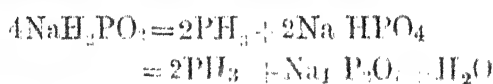
पोटैसियम परमैंगनेट के योग से यह ऐसिड उपचित होकर फॉस्फोरिक ऐसिड देता है—



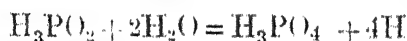
इस प्रकार इसके विलयनों का अवग्रहण किया जा सकता है। यह ऐसिड 150.4° पर पिघलता है। बहुत गरम करने पर यह ऐसिड फॉस्फीन देता है—



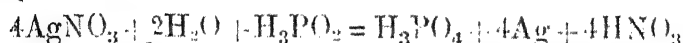
इसके लवण भी गरम होने पर फॉस्फीन देते हैं—



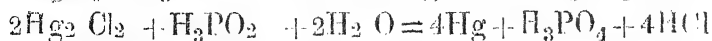
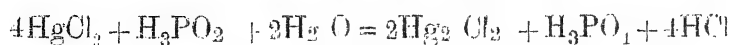
हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड प्रबल अपचायक है। अपचयन प्रक्रिया निम्न-समीकरण के आधार पर होती है—



इस प्रकार यह अमोनियत रजत नाइट्रेट के विलयन के योग से चाँदी देता है—



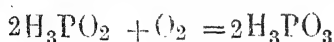
मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड डालने पर कैलोमल का और बाद को पारे का अवक्षेप आता है—



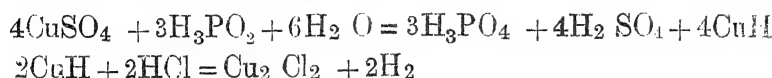
यह क्लोरीन या आयोडीन से भी उपचित होता है—



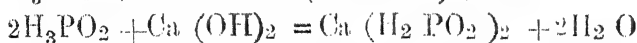
जब जल हाइड्रोजन के योग से अर फॉस्फीज देता है। हवा के ऑक्सीजन से उपचित होकर फॉस्फोरस एसिड देता है—



ताम्र लवण और हाइपोफॉस्फोरस एसिड के योग से क्यूप्रस हाइड्राइड अवक्षिप्त होता है। यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से हाइड्रोजन देता है—

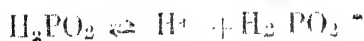
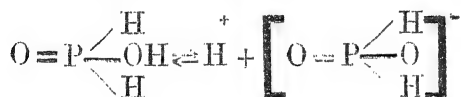


एसिड की रचना—यद्यपि इस एसिड में ३ हाइड्रोजन हैं, पर फिर भी यह एक भास्मिक अम्ल है—



कैल्शियम हाइपोफॉस्फाइट का उपयोग पुष्टिकारक ओषधियों में किया जाता है।

एक-भास्मिक एसिड होने के कारण इसे निम्न प्रकार चित्रित करना होगा—



फॉस्फोरस के वाह्यतम कक्ष पर ५ ऋणाणु हैं, ऑक्सीजन के वाह्यतम कक्ष पर ६, और हाइड्रोजन के एक। अतः H_2PO_2^- आयन में कुल $2+5+12+1=20$ ऋणाणु हुये (अन्तिम १ ऋणाणु हाइड्रोजन आयन बनने पर हाइड्रोजन से ग्रहण होकर हाइपोफॉस्फेट आयन पर आया)।

परमाणुओं की संख्या कुल ५ है, जिनमें से P और २O के अणुओं के लिये २४ ऋणाणु, और २ हाइड्रोजनों के वाह्यकक्ष की पूर्ति के लिये ४ ऋणाणु, इस प्रकार कुल $24+4=28$ ऋणाणु चाहिये।

इसलिये बन्धनों की संख्या = $\frac{1}{2} (2 \times 5 - 2 \times 3) = 4$, यदि हम हाइपो-फॉस्फाइट आयन को—

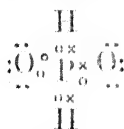


सूत्र से चित्रित करते हैं, तो बन्धनों की संख्या ५ हो जाती है, अतः यह स्पष्ट है कि ऋणाणु विज्ञान के आधार पर यह अर्धसंयोजन जो फॉस्फोरस से संयुक्त है, सहसंयोज्यता वाला द्विगुण बन्धन (=) नहीं है। वहाँ भी संयोज्य-बन्धन एक है, अथवा यह कहना चाहिये कि यह अर्धसंयुक्ति द्विगुण बन्धन (Semipolar double bond) है

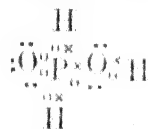


हाइपोफॉस्फाइट आयन

हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड



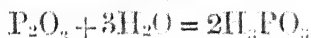
आयन



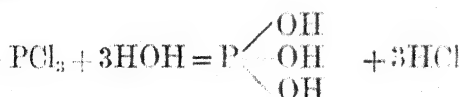
ऐसिड

(\times हाइड्रोजन का, \times फॉस्फोरस का, और \cdot अर्धसंयोजन का ऋणाणु है।)

फॉस्फोरस ऐसिड, H_3PO_3 —फॉस्फोरस त्रिऑक्साइड को पानी में घोलने पर फॉस्फोरस ऐसिड बनता है—

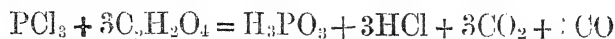


पर इसके बनाने की सब से अच्छी विधि फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और पानी के योग से है। डेवी (Davy) ने १८१२ में इसे इस विधि से तैयार किया था।



इस प्रतिक्रिया में काफी गरमी पैदा होती है। यह प्रयत्न करना चाहिये कि तापक्रम बहुत न बढ़े। मिश्रण को फिर उड़ा कर सुखाना चाहिये जब तक कि तापक्रम 120° तक न पहुँचे। अब ठंडा करने पर इसके मणिम मिलेंगे।

फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और ऑक्जेलिक एसिड के योग से भी फॉस्फोरस एसिड बनता है। प्रतिक्रिया में बहुत सा फेन उठता है—

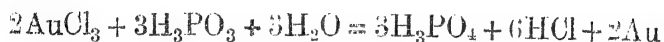


फॉस्फोरस एसिड के सफेद मणिभों का द्रवणांक 71.7° के लगभग है। यह पानी में बहुत विलेय है। गरम करने पर यह विभक्त होकर फॉस्फीन और आर्थोफॉस्फोरिक एसिड देता है—

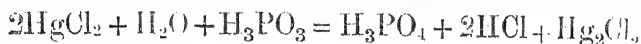


यह फॉस्फीन वायु के संपर्क से जल उठता है।

फॉस्फोरस एसिड भी प्रबल अपचायक है। स्वर्ण लवणों में से सोना मुक्त कर देता है—



मरक्यूरिक क्लोराइड को अपचित करके मरक्यूरस क्लोराइड देता है—

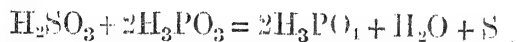


रजत नाइट्रेट के साथ पहले तो रजत फॉस्फाइड, Ag_3PO_3 , का सफेद अवक्षेप आता है, पर यह बाद की चोई में अपचित होने के कारण काला पड़ जाता है।

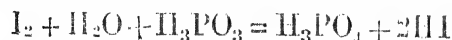
नाइट्रिक एसिड के योग से फॉस्फोरस एसिड फॉस्फोरिक एसिड बन जाता है—



सल्फ्यूरस और फॉस्फोरस एसिड मिल कर गन्धक का अवक्षेप देते हैं—

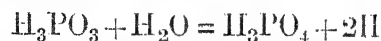


आयोडीन से भी फॉस्फोरस एसिड का उपचयन होता है—

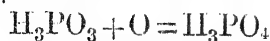


इस प्रकार का उपचयन पोटैशियम परमैंगनेट द्वारा होता है।

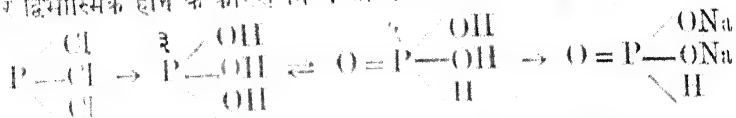
इन सब उपचयन प्रतिक्रियाओं का आधार समीकरण यह है—



अथवा

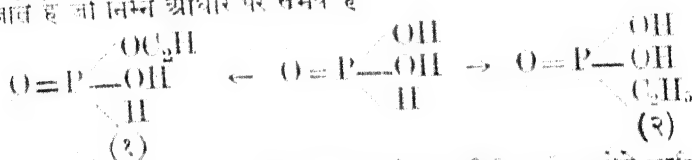


फॉस्फोरस ऐसिड की रचना—यद्यपि फॉस्फोरस ऐसिड का सूत्र H_3PO_3 है, वुर्ट्ज (Wurtz) ने पहले पहल यह देखा कि यह द्विभास्मिक है। अर्थात् लवण बनाने में इसके दो हाइड्रोजन ही धातु से स्थापित होते हैं। फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड से बनने के कारण इसका सूत्र निम्न प्रतीत होना स्वाभाविक था, पर द्विभास्मिक होने के कारण निम्न साम्य उचित प्रतीत होता है—



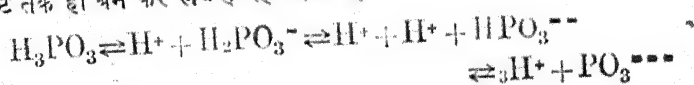
एक सूत्र में फॉस्फोरस की संयोज्यता ३ है, और दूसरे में ५।

यह उल्लेखनीय बात है कि दो समरूपी एथिल फॉस्फोरस ऐसिड पाये जाते हैं जो निम्न आधार पर संभव हैं—



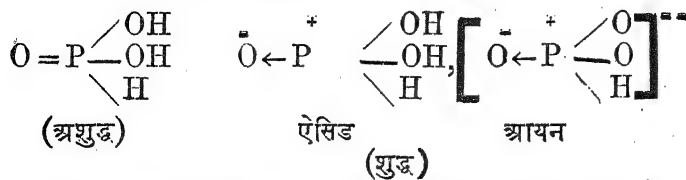
योगिक (१) और (२) समरूपी होने पर भी भिन्न भिन्न होने चाहिये।

यह बात विज्ञकुल निश्चित नहीं है कि फॉस्फोरस ऐसिड द्विभास्मिक ही है। सामान्य एथिल फॉस्फाइट, $P(OC_2H_5)_3$ एस्टर भी पाया जाता है। बहुत संभव है कि फॉस्फोरस ऐसिड का तीसरा विघटन स्थिरांक बहुत ही कम हो, और इसीलिये कार्बोसोडा के योग से केवल द्विसोडियम फॉस्फाइट तक ही बन कर लवण रह जाता हो—

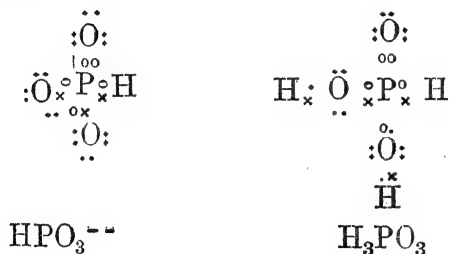


इसके प्रबल अयनायक गुण तो उस हाइड्रोजन के कारण हैं जो फॉस्फोरस से संबद्ध है।

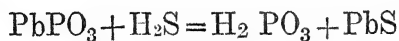
फॉस्फोरस ऐसिड की साधारण फॉस्फाइट आयन HPO_3^{--} है, जिसमें संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या का योग $1 + 5 + 15 + 2 = 23$ है। अन्तिम २ ऋणाणु आयनीकरण होने पर दो हाइड्रोजनों से मिले हैं। हाइड्रोजन के द्विक् और P और ३O परमाणुओं के अष्टक पूरे होने के लिये कुल $2 + 5 + 24 = 31$ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(31 - 23) = 4$ । अतः निम्न सूत्र ठीक नहीं है क्योंकि इसमें ४ बन्धन है—



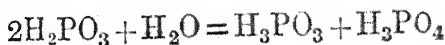
स्पष्टतः फॉस्फोरस एसिड में एक अर्धध्रुवीय द्विगुण बन्ध है। जैसा कि शुद्ध सूत्र में चित्रित किया गया है। ऋणाणु पद्धति पर इसे निम्न प्रकार चित्रित करेंगे—



हाइपोफॉस्फोरिक एसिड, H_2PO_3 —यदि नम वायु में फॉस्फोरस का उपचयन होने दिया जाय, तो हाइपोफॉस्फोरिक एसिड बनता है। यह फॉस्फोरस एसिड से भिन्न है। इसे पहले “पैलेटिये (Pelletier) का फॉस्फोरस एसिड” कहते थे। डूलोन (Dulong) ने इसका नाम फॉस्फेटिक एसिड रक्खा था। सन् १८७७ में सलजर (Salger) ने देखा कि यदि इस एसिड को अंशतः कार्बिक सोडा से शिथिल किया जाय तो कम विलेय फॉस्फेट, $\text{NaHPO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, के मणिम प्राप्त होंगे। लेड नाइट्रेट इस लवण के विलयन के साथ लेड हाइपोफॉस्फेट, PbPO_3 , देता है। इस लेड लवण में हाइड्रोजन सलफाइड गैस प्रवाहित की जाय तो लेड सलफाइड का अवक्षेप पृथक् हो जाता है और हाइपोफॉस्फोरिक एसिड मुक्त हो जाता है।

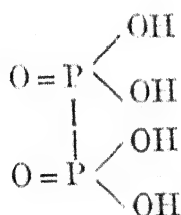


शून्य डेसिकेटर में सलफ्यूरिक एसिड पर सुखाने पर यह एसिड रवे, $\text{H}_2\text{PO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, देता है। इन मणिमों का द्रवणांक 90° है। अम्लों की उपस्थिति में इस एसिड का उदविच्छेदन हो जाता है और फॉस्फोरस एसिड एवं फॉस्फोरिक एसिड दोनों बनते हैं—

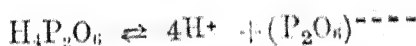


हाइपोफॉस्फोरिक एसिड पोटैसियम परमैंगनेट द्वारा शीघ्र उपचित हो जाता है।

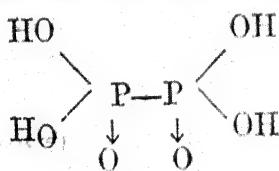
फॉस्फोरस की संयोज्यता ५ मान कर पहले इसे द्विगुण सूत्र द्वारा चित्रित करते थे।



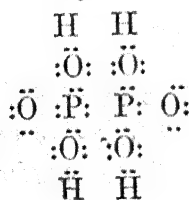
इसके एस्टर का वाष्पघनत्व निकालने पर एस्टर का अणु $(\text{C}_2\text{H}_5)_4\text{P}_2\text{O}_6$ ही ठहरता है। अतः एसिड भी $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$ हुआ। (पहले गलती से एस्टर के वाष्पघनत्व के आधार पर सूत्र $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{PO}$ माना गया था।)



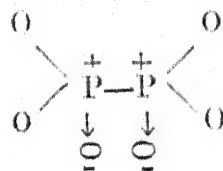
$\text{P}_2\text{O}_6^{4-}$ आयन में ऋणाणुओं की संख्या का योग $१० + ३६ + ४ = ५०$ है। ८ परमाणुओं के ऋणक पूरा करने के लिये ६४ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $\frac{१}{२} (६४ - ५०) = ७$ हुई। अतः एसिड और आयन को निम्न प्रकार चित्रित करना पड़ेगा—



एसिड

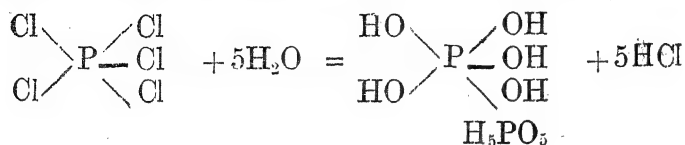


एसिड



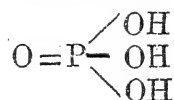
आयन

फॉस्फोरिक एसिड—जिस प्रकार फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और जल के योग से फॉस्फोरस एसिड मिलता है, उसी प्रकार फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और जल के योग से जो एसिड मिलेगा उसका निम्न रूप होना चाहिये—

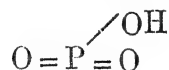


पर H_5PO_5 कोई एसिड प्राप्त नहीं है। इसमें से कुछ पानी के अणु निकल जाने पर कई फॉस्फोरिक एसिड बनते हैं।

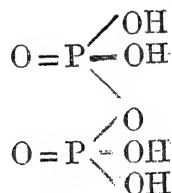
(१) $\text{H}_5\text{PO}_5 - \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$, ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड



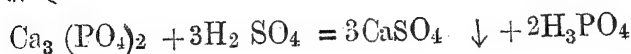
(२) $\text{H}_5\text{PO}_5 - 2\text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_3$, मेटाफॉस्फोरिक एसिड।



(३) $2\text{H}_5\text{PO}_5 - 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, पायरोफॉस्फोरिक एसिड।

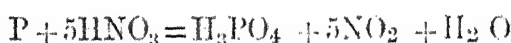


ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड, H_3PO_4 —सन् १७४३ में मार्ग्रेफ (Marggraf) ने इसे माइक्रोकोस्मिक लवण से और फॉस्फोरस को जला कर अथवा फॉस्फोरस और नाइट्रिक एसिड के योग से तैयार किया था। आजकल यह व्यापारिक मात्रा में १०० भाग हड्डी की राख को ९६ भाग सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और १०० भाग पानी के मिश्रण से प्रतिकृत करके बनाया जाता है—



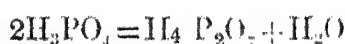
कैलसियम सल्फेट छान कर अलग कर देते हैं। विलयन को गरम कर १७ घनत्व का कर लेते हैं जिसमें ८५ प्रतिशत फॉस्फोरिक एसिड होता है। यह पदार्थ अशुद्ध होता है, क्यों इसमें थोड़ा सा कैलसियम द्विहाइड्रोजन फॉस्फेट भी मिला होता है। इसे सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा अवक्षिप्त करके दूर किया जा सकता है।

फॉस्फोरस और नाइट्रिक एसिड के योग से शुद्ध फॉस्फोरिक एसिड मिलता है। १० ग्राम लाल फास्फोरस में ३०० c.c. नाइट्रिक एसिड (१.२ घनत्व) मिलाओ, और एक रवा आयोडीन का छोड़ दो।



ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड नारंग चामनीदार द्रव है। शून्य डेसिकेटर में सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर (डेसिकेटर को बर्फ-नमक के मिश्रण में रख कर) सुखाने पर इसके मणिभ मिलते हैं जिनका द्रवणांक ३८.६° के निकट है। ये मणिभ जलग्राही हैं, और पानी में विलेय और मिश्र्य हैं। इसके जलीय विलयन का उपयोग 'लेमोनेड' बनाने में किया गया है।

२५०° तक ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड को गरम करने पर पायरोफॉस्फोरिक एसिड मिलता है—

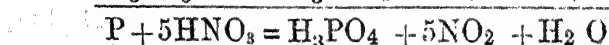
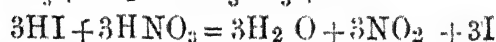
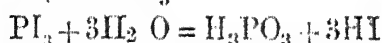
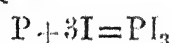


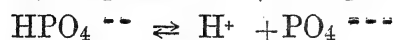
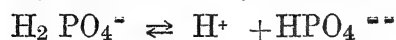
पर और अधिक गरम करने पर मेटाफॉस्फोरिक एसिड मिलता है।



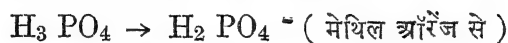
ऑर्थो फॉस्फोरिक एसिड निश्चयपूर्वक विभास्मिक है। इसका आयनीकरण निम्न प्रकार होता है—

* आयोडीन सम्भवतः पहले फॉस्फोरस के साथ त्रिआयोडाइड देता है। यह फिर फॉस्फोरस एसिड देता है जिसका उपचयन नाइट्रिक एसिड से हो जाता है—





फॉस्फोरिक एसिड के विलयन का यदि कास्टिक सोडा से अनुमापन करें और मेथिल ऑरेंज सूचक (indicator) का प्रयोग करें तो H_2PO_4^- बन जाने पर ही रंग परिवर्तन प्रतीत होगा क्योंकि H_2PO_4^- एसीटिक एसिड के समान ही निर्बल अम्ल है।



लाल रंग \rightarrow पीला रंग

अर्थात् NaH_2PO_4 बनने पर ही मेथिल ऑरेंज की उपयोगिता पूरी हो जाती है।

अगर अनुमापन में फीनोलथैलीन सूचक लें तो लाल रंग तब मिलेगा जब फॉस्फोरिक एसिड सब HPO_4^{--} बन जायगा—



नीरंग \rightarrow नीरंग \rightarrow लाल रंग

अर्थात् फीनोलथैलीन से लाल रंग तब मिलना आरम्भ होगा जब H_3PO_4 से Na_2HPO_4 पूरा पूरा बन जायगा। कोई ऐसा सूचक नहीं है जो $\text{HPO}_4^{--} \rightarrow \text{PO}_4^{---}$ परिवर्तन का पूर्ण निर्देश करे।

NaH_2PO_4 फीनोलथैलीन से नीरंग

Na_2HPO_4 फीनोलथैलीन से हलका गुलाबी रंग

Na_3PO_4 फीनोलथैलीन से गहरा लाल रंग

इस प्रकार आर्थो फॉस्फोरिक एसिड के तीन लवण बनते हैं—(१) सोडियम द्विहाइड्रोजन फॉस्फेट (सोडियम एसिड फॉस्फेट), $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; (२) द्विसोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; त्रिसोडियम फॉस्फेट, $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

इनके बनाने की सरल विधि यह है कि फॉस्फोरिक एसिड के विलयन का कास्टिक सोडा से फीनोलथैलीन डाल कर अनुमापन करो। जितनी मात्रा साम्य के लिये आवे, उसकी आधी डाल कर लवण बनाने पर NaH_2PO_4 मिलेगा; उतनी ही मात्रा डालने पर Na_2HPO_4 लवण बनेगा और उसकी ३ डालने पर Na_3PO_4 लवण बनेगा।

फॉस्फोरिक एसिड के विलयन के तीन बराबर भाग कर लिये जायं, और एक भाग में इतना कार्बिक सोडा मिलाया जाय कि Na_3PO_4 बने, दूसरे भाग में इतना अमोनिया मिलाया जाय कि $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ बने, और तीसरे में कुछ न मिलाया जाय। अब तीनों भागों को एक में मिला कर विलयन का मणिभीकरण किया जाय तो $\text{Na} \cdot \text{NH}_4 \cdot \text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ के मणिभ मिलेंगे। इसका नाम माइक्रोकोस्मिक लवण (microcosmic salt) है। ६ ग्राम अमोनियम क्लोराइड और ३६ ग्राम मामूली सोडियम फॉस्फेट, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, को थोड़ा गरम पानी में घोलो। सोडियम क्लोराइड का जो अवक्षेप आवे उसे छान लो। विलयन को सुखाने पर भी माइक्रोकोस्मिक लवण के मणिभ मिलेंगे।

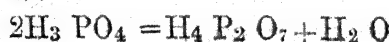


मेटाफॉस्फोरिक एसिड, HPO_3 —आर्थो- या पायरोफॉस्फोरिक एसिड को रक्त ताप तक गरम करने पर मेटाफॉस्फोरिक एसिड बनता है—

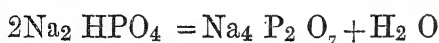


इतना गरम करने पर यह काँच सा ग्राम होना है। और अधिक गरम किया जाय तो कुछ P_2O_5 भी बन जाता है। इस प्रकार उपलब्ध काँच को पानी में छोड़ा जाय तो यह चटख जाता है। इस काँच को पानी में घोला जाय तो जो विलयन मिलता है, वह वस्तुतः $(\text{HPO}_3)_x$ का होता है जैसा कि हिमांक अवनमन के फलों से प्रतीत होता है। संभवतः यह श्लैप (कोलायडीय) है। $(\text{HPO}_3)_x$ में x का मान १, २, ३, ४, ५ और ६ तक है। होल्ट (Holt) और मायर्स (Myers) ने हिमांक अवनमन के अन्तर से चार मेटाफॉस्फोरिक एसिडों को पहचाना है—(१) $\text{Pb}(\text{PO}_3)_3$ और H_2S के योग से बनने वाला HPO_3 ; (२) H_3PO_4 को चटखा करके बनने वाला एसिड; (३) संख्या-दो वाले एसिड को २४ घंटे तक रक्त तप्त करके बनाया जाने वाला जल-अग्राही एसिड $(\text{HPO}_3)_2$; (४) H_3PO_4 को थोड़ी देर तक गरम करने पर बनने वाला जलग्राही एसिड $(\text{HPO}_3)_4$ ।

पायरोफॉस्फोरिक एसिड, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ —आर्थोफॉस्फोरस एसिड को यदि २१३° तक गरम किया जाय तो मुख्यतः पायरो एसिड बनता है और कुछ मेटा भी।

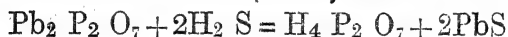
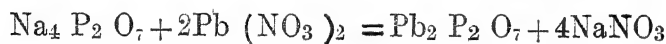


यदि साधारण सोडियम फॉस्फेट, Na_2HPO_4 , को लाल आँच पर गरम किया जाय तो सोडियम पायरोफॉस्फेट, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$, बनता है।



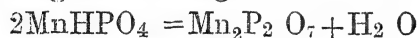
सिलवर नाइट्रेट के विलयन से दोनों की पहिचान की जा सकती है। आँथो फॉस्फेट का विलयन तो इससे पीला अवक्षेप Ag_3PO_4 का देगा, पर सोडियम पायरोफॉस्फेट का विलयन सिलवर नाइट्रेट से सफेद अवक्षेप $\text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_7$ का देता है।

सोडियम पायरोफॉस्फेट के विलयन में लेड नाइट्रेट डालने पर लेड पायरोफॉस्फेट का सफेद अवक्षेप आता है। इस अवक्षेप को पानी में छितराया जाय और फिर हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित की जाय तो लेड सल्फाइड अवक्षिप्त हो जायगा, और विलयन में पायरोफॉस्फोरिक एसिड मिलेगा—



विलयन को छान कर शून्य में उड़ाने पर और -10° तक ठंडा करने पर शुद्ध पायरोफॉस्फोरिक एसिड के मणिम मिलेंगे जिनका द्रवणांक 61° है।

मेगनीशियम या मैंगनीज़ के लवणों को माइक्रोकॉस्मिक लवण से अवक्षिप्त करने पर MgHPO_4 और MnHPO_4 प्राप्त होते हैं। इन्हें मूपा में रक्त तप्त करने पर मेगनीशियम पायरोफॉस्फेट, $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ और मैंगनीज़ पायरोफॉस्फेट, $\text{Mn}_2\text{P}_2\text{O}_7$, बनते हैं—



मेगनीशियम और मैंगनीज़ के लवणों का परिमापन इसी प्रकार करते हैं।

फॉस्फोरिक एसिडों की रचना—आँथोफॉस्फोरिक एसिड, H_3PO_4 , त्रिभास्मिक है, और इसका त्रिसोडियम लवण निम्न प्रकार आयनीकृत होता है—



फॉस्फेट आयन में संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $4 + 4 \times 3 + 3 = 32$ है। इनमें अन्तिम ३ ऋणाणु आयनीकरण में सोडियम के ३ परमाणुओं से प्राप्त हुए हैं। PO_4^{---} में कुल परमाणुओं की संख्या ५ है। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(5 \times 4 - 32) = 4$ हुई।

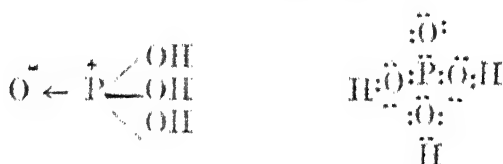


शुद्ध

अशुद्ध

 PO_4^{3-} आयन

इस प्रकार स्पष्टतः फॉस्फेट आयन में एक अर्ध-ध्रुवीय द्विगुण बन्धन है। फॉस्फोरिक एसिड का सूत्र निम्न प्रकार हुआ।



ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड

मेटाफॉस्फोरिक एसिड, HPO_3 , का लवण निम्न प्रकार आयन देता है—



PO_3^{-} आयन में संयोजक अष्टमानुओं की संख्या $5 + 6 \times 3 + 1 = 24$ है। परमाणुओं की संख्या ४ है। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (24 - 24) = 0$ ।

अतः इसकी रचना निम्न प्रकार है

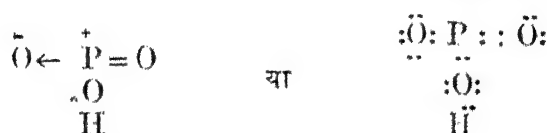


शुद्ध

अशुद्ध

 PO_3^{-} आयन

इस आधार पर मेटाफॉस्फोरिक एसिड की रचना यह हुई—



मेटाफॉस्फोरिक एसिड

पायरोफॉस्फोरिक एसिड, $H_4P_2O_7$ —इसके लवण दो ही श्रेणियों के हैं, $Na_4P_2O_7$ और $Na_2H_2P_2O_7$; बीच के और लवण जैसे $Na_3HP_2O_7$ या $NaH_3P_2O_7$ नहीं पाये जाते। $Na_4P_2O_7$ का आयनीकरण निम्न प्रकार है—



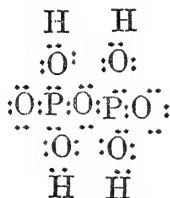
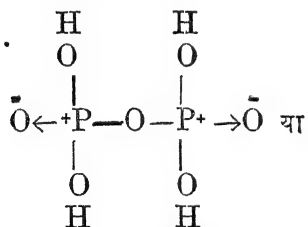
पायरोफॉस्फेट आयन में संयोज्य ऋणाणुओं की संख्या $(2 \times 5 + 6 \times 6 + 8) = 56$ है, और कुल परमाणुओं की संख्या ६ है। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (9 \times 6 - 56) = 8$ इस प्रकार पायरोफॉस्फेट आयन निम्न हुई—



शुद्ध

अशुद्ध

इस आधार पर पायरोफॉस्फोरिक एसिड की रचना निम्न प्रकार हुई—



फॉस्फेटों की पहिचान—आर्थोफॉस्फेट की पहिचान अमोनियम मॉलिब्डेट से की जाती है। फॉस्फेट के विलयन में नाइट्रिक एसिड डाल कर अमोनियम मॉलिब्डेट डालते हैं, और गरम करते हैं। सरसों के फूल सा वसन्ती रंग का अवक्षेप आता है। यदि मेटाफॉस्फेट या पायरोफॉस्फेट के विलयनों को भी हल्के अम्लों के साथ उबाल लिया जाय तो ये भी अमोनियम मॉलिब्डेट के साथ ऐसा ही अवक्षेप देते हैं। यह वसन्ती अवक्षेप अमोनियम मॉलिब्डेट $(NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3$ का है। यहाँ ध्यान रहे कि ऐसे ही रंग का अवक्षेप आर्सेनेट से भी आता है।

रजत नाइट्रेट द्वारा अवक्षेप देल कर भी पता लगाया जा सकता है कि फॉस्फेट आर्थो है, मेटा या पायरो। इन तीनों में से केवल आर्थो ऐसिड तो रजत नाइट्रेट से पीला अवक्षेप देता है, मेटा और पायरो सफेद अवक्षेप देते हैं। इन तीनों में से मेटाफॉस्फेट ऐसा है जो ऐल्यूमिन का स्कंधन (coagulation) करता है, शेष दोनों नहीं।

फॉस्फोरस के हैलाइड—फॉस्फोरस के दो फ्लोराइड, PF_3 और PF_5 ; दो क्लोराइड, PCl_3 और PCl_5 ; दो ब्रोमाइड PBr_3 और PBr_5 ; और संभवतः एक ही आयोडाइड, PI_3 (क्योंकि PI_5 का अस्तित्व संदिग्ध है) पाये जाते हैं। P_2I_4 भी पाया गया है।

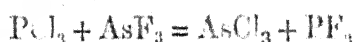
इनके अतिरिक्त फॉस्फोरस ऑक्सि-फ्लोराइड, POF_3 ; फॉस्फोरस ऑक्सि-क्लोराइड, $POCl_3$ और फॉस्फोरस ऑक्सिब्रोमाइड, $POBr_3$, भी ज्ञात हैं।

फॉस्फोरस के कुछ मिश्रित हैलाइड जैसे PBr_2F_3 , PCl_3Br_2 , $PCl_3Br_2Br_2$; आदि भी पाये जाते हैं।

फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड, PF_3 —यह लेड फ्लोराइड और कॉपर फॉस्फाइट दोनों को साथ साथ गरम करने पर फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड बनता है—



आर्सेनिक त्रिक्लोराइड और फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड के योग से भी यह बनता है—



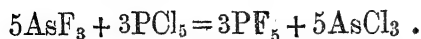
फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड को यशद फ्लोराइड से प्रतिकृत करके भी इसे बनाते हैं—



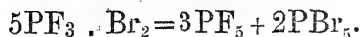
फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड नीरंग गैस है। काँच पर इसका प्रभाव नहीं पड़ता। पानी के साथ उद्विच्छेदित होकर यह हाइड्रोक्लोफॉस्फोरिक एसिड देता है।



फॉस्फोरस पंचफ्लोराइड, PF_5 —फॉस्फोरस जब फ्लोरीन में जलता है, तो फॉस्फोरस पंचफ्लोराइड बनता है। आर्सेनिक त्रिक्लोराइड और फॉस्फोरस पंचफ्लोराइड के योग से भी यह मिलता है—



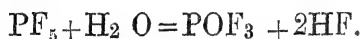
फॉस्फोरस फ्लोरब्रोमाइड को 15° तक गरम करने पर भी यह बनता है—



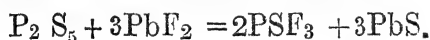
वाष्प-घनत्व के आधार पर इसका सूत्र PF_5 ही है। यह काफी स्थायी पदार्थ है, पर पानी के योग से विभाजित हो जाता है। काँच पर इसका असर नहीं होता। हवा के योग से यह POF_3 का धुआँ देता है। अमोनिया गैस के योग से ठोस योगजात यौगिक $2\text{PF}_5 \cdot 5\text{NH}_3$ देता है।

फॉस्फोर-फ्लोरब्रोमाइड, $\text{PF}_3 \cdot \text{Br}_2$ —ब्रोमीन और फॉस्फोरस त्रि-फ्लोराइड के मिश्रण को -20° तक ठंडा करने पर यह बनता है। गरम करने पर यह फॉस्फोरस पञ्चफ्लोराइड और पञ्चब्रोमाइड में विभाजित हो जाता है।

फॉस्फोरिल फ्लोराइड, POF_3 —यह हवा और फॉस्फोरस पञ्च-फ्लोराइड के योग से, अथवा फॉस्फोरस पञ्चफ्लोराइड और पानी के योग से बनता है—



थायोफॉस्फोरिल फ्लोराइड, PSF_3 —फॉस्फोरस सल्फाइड, P_2S_5 , और लेड फ्लोराइड के योग से यह गैस बनती है—

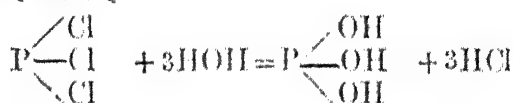


यह जिस रूप से हवा से संयुक्त होती है, यह इसकी विशेषता है। हवा में इसकी जो स्वतः ज्वाला उठती है, उसमें दीप्ति तो काफी होती है, पर यह इतनी ठंडी होती है, कि इसमें हाथ रखने पर नहीं जलता।

फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड, PCl_3 —गेलूसाक (Gay-Lussac) और थेनार्ड (Thenard) ने १८०८ में पहली बार इसे फॉस्फोरस और क्लोरीन के योग से तैयार किया। फॉस्फोरस क्लोरीन में स्वतः जल उठता है, और प्रतिक्रिया में अधिकतर तो त्रिक्लोराइड और थोड़ा सा पञ्चक्लोराइड भी बनता है।

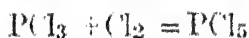
भभके में लाल या श्वेत फॉस्फोरस पर शुष्क क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर त्रिक्लोराइड की जो वाष्पें उठती हैं, इन्हें शुष्क ठंडे ग्राहक पात्र में ठंडा कर लेते हैं। श्वेत फॉस्फोरस के ऊपर रख छोड़ने के बाद फिर से स्रवण करके इसका शोधन करते हैं।

फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड भारी नीरंग धूसरान द्रव है। इसका वृत्तनांक ऊँचा है ($1^{\circ}51'$)। इसका क्वथनांक 76° और हिमांक— 114° है। यह वस्तुतः अथावत का एक आदर्श क्लोराइड है। यह पानी से और सभी यौगिकों से जिनमें HO समूह हो प्रतिक्रिया करता है। OH समूह के स्थान में Cl की स्थापना हो जाती है—



यह क्लोरीन के योग से फॉस्फोरस पंचक्लोराइड देता है।

फॉस्फोरस पंचक्लोराइड, PCl_5 — फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड के ऊपर तब तक क्लोरीन प्रवाहित करने पर, जब तक कि पदार्थ हरे से मणिभाँ का न हो जाय, फॉस्फोरस पंचक्लोराइड बनता है। बृत्क बोतल में बीच के छेद में थिसेल फनेल लगा कर उससे फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड डालते हैं, और एक छेद में मुड़ी नली लगा कर उसमें से क्लोरीन प्रवाहित करते हैं।

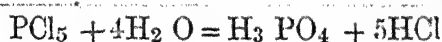
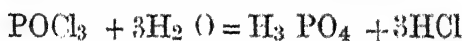
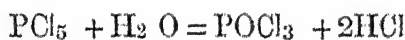


इसे डेवी (Davy) ने १८१० में पहली बार तैयार किया। यह हरित-श्वेत रंग का ठोस पदार्थ है। साधारण दाब पर 100° पर बिना गले ही इसका ऊर्ध्वपात होता है। पर दाब के भीतर गरम करने पर 148° पर यह पिघलता है। इसकी वाष्पों में निम्न साम्य रहता है—



अतः इसका वाष्पघनत्व बहुधा ५२ के लगभग होता है, मानों इसका सूत्र PCl_5 का आधा हो, पर निम्न तापक्रमों पर इसका वाष्पघनत्व १०५ के लगभग ही होता है जो PCl_5 अणु का होना चाहिये।

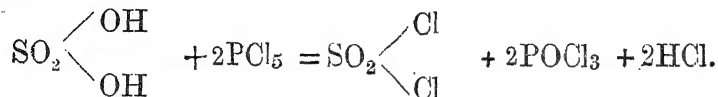
पानी के योग पर यह सी-सी-सी-सी की सी ध्वनि देता है; प्रतिक्रिया में पहले तो ऑक्सिक्लोराइड, POCl_3 , बनता है, और बाद को ऑर्थोफॉस्फोरिक ऐसिड—



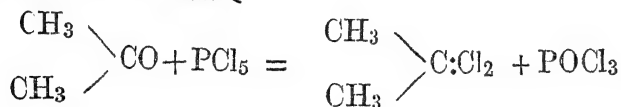
कार्बनिक रसायन में इसका उपयोग ऐसिड क्लोराइड बनाने में विशेष है। ऐसिड के OH समूह के स्थान पर क्लोरीन स्थापित हो जाता है—



निर्जल सल्फ्यूरिक और नाइट्रिक एसिडों के साथ भी इसी प्रकार की प्रतिक्रिया होती है—



ऐसीटोन में तो OH_3 नहीं है, पर यह ऑक्सीजन को दो क्लोरीन परमाणुओं द्वारा स्थापित करता है—

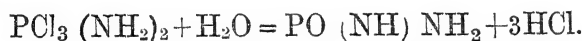


द्वि क्लोरोप्रोपेन

शुष्क अमोनिया के साथ इसकी प्रतिक्रिया होती है, जिसमें क्लोरो-फॉस्फेमाइड और अमोनियम क्लोराइड बनते हैं—



क्लोरोफॉस्फेमाइड पानी के योग से फॉस्फेमाइड देता है जो अविलेय श्वेत चूर्ण है—



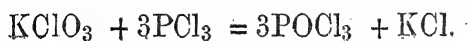
- अमोनियम क्लोराइड और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के योग से कई फॉस्फोनाइट्रिल क्लोराइड बनते हैं, जैसे $(\text{PNCl}_2)_3$, $(\text{PNCl}_2)_4$, इत्यादि।

फॉस्फोरस द्विक्लोराइड, P_2Cl_4 —फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और हाइड्रोजन के मिश्रण में मूक विसर्ग की प्रतिक्रिया से संभवतः यह बनता है।

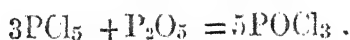
फॉस्फोरस ऑक्सिक्लोराइड, POCl_3 — (१) यह फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और जल की न्यून मात्रा के योग से बनता है—



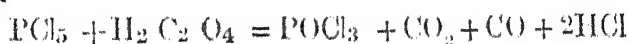
(२) यह पोटैशियम क्लोरेट और फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड के योग से विशेष आसानी से बनता है। दोनों के मिश्रण का खवण करना चाहिये—



(३) फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और फॉस्फोरस पंचोक्साइड के योग से भी फॉस्फोरस ऑक्सिक्लोराइड बनता है—



(४) ऑक्जेलिक ऐसिड और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के योग से भी बनता है—

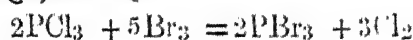


यह धूम्रवान नीरंग द्रव है, जिसका घननांक 103.2° और द्रवणांक 1.3° है।

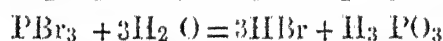
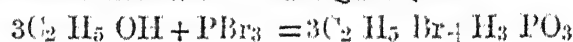
फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड, PBr_3 — श्वेत फॉस्फोरस को वैज्ञानिक द्रव के भीतर ब्रोमीन द्वारा प्रतिकृत करने पर फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड बनता है। मिश्रण में से 100° पर वैज्ञानिक और 174° पर त्रिब्रोमाइड का स्वयं अलग अलग किया जा सकता है।

लाल फॉस्फोरस को ठंडे मिश्रण में रख कर, उसमें यदि ब्रोमीन छोड़ा जाय तो रोशनी निकलती है, और त्रिब्रोमाइड बनता है जिसका स्वयं किया जा सकता है।

फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और ब्रोमीन के योग से भी फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड कुछ बनता है—



फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड त्रिक्लोराइड के समान पदार्थ है। इसकी प्रतिक्रियाएँ भी उसी की प्रतिक्रियाओं से मिलती जुलती हैं जैसे—



फॉस्फोरस पंचब्रोमाइड, PBr_5 — फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड और ब्रोमीन के योग से यह बनता है—



यह फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड पर ब्रोमीन और आयोडीन के मिश्रण के योग से भी बनता है।

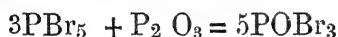
टोस पंचब्रोमाइड दो प्रकार का होता है—(१) पीला, जो वाष्पों को वेग से ठंडा करने पर मिलता है, (२) लाल जो वाष्पों को धीरे धीरे ठंडा करने पर मिलता है। इसकी वाष्प में निम्न साम्य रहता है—



प्रतिक्रियाओं में यह फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के समान है—



फॉस्फोरस ऑक्सिब्रोमाइड, POBr_3 — यह फॉस्फोरस पंचब्रोमाइड और जल की न्यून मात्रा के योग से अथवा फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और पंचब्रोमाइड को मिलाने पर बनता है—

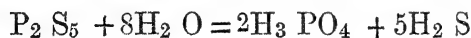


यह ठोस पदार्थ है। इसका क्वथनांक 160° है।

फॉस्फोरस त्रिआयोडाइड, PI_3 — आयोडीन और पीले फॉस्फोरस के तुल्य भारों को कार्बन द्विसल्फाइड में घोल कर मिलाने से यह बनता है। इसके लाल मणिम होते हैं। प्रतिक्रिया में थोड़ा सा फॉस्फोरस द्वि-आयोडाइड, P_2I_4 , भी बनता है।

फॉस्फोरस सल्फाइड—यदि सफेद फॉस्फोरस और गन्धक को साथ साथ गलाया जाय तो उग्र विस्फोट होगा, और फॉस्फोरस सल्फाइड बनेंगे। लाल फॉस्फोरस को निष्क्रिय गैस के वातावरण में गन्धक के साथ सावधानी से गरम करने पर भी सल्फाइड बनते हैं। कार्बन द्विसल्फाइड में घोल कर इनका मणिभीकरण किया जा सकता है। गन्धक और फॉस्फोरस के अनुपात के अनुसार P_2S_5 , P_4S_7 और P_4S_3 यौगिक बनते हैं।

फॉस्फोरस पंचसल्फाइड धूसर-पीत रंग का मणिभीय पदार्थ है, जिसका द्रवणांक 260° और क्वथनांक 418° है, इसका वाष्प-घनत्व P_2S_5 अणु के अनुकूल है। जल के झोंग से इसका विच्छेदन हो जाता है—



इसका उपयोग—OH समूह को —SH समूह में परिणत करने में होता है, जैसे $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ से मरकैप्टान, $\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$ ।

चतुः फॉस्फोरस त्रिसल्फाइड, P_4S_3 — इसका द्रवणांक 172.5° और क्वथनांक 402° है। यह बहुत धीरे-धीरे उद्विग्न होता है। इसका उपयोग दियासलाई बनाने में होता है।

चतुःफॉस्फोरस सतसलकाइड, P_4S_4 —इसके हलके-पीले रंग के मणिम कार्बन द्विसलकाइड के शिलायन से मिलते हैं। इसका द्रवणांक ३१०° और गलनांक ५२३° है।

प्रश्न

१. प्रकृति के फॉस्फोरस चक्र का वर्णन दो। शिलायनों में फॉस्फोरस किस रूप में मिलता है ?

२. फॉस्फोरस के विविध रूपों का वर्णन दो। लाल फॉस्फोरस कैसे बनाते हैं ? फॉस्फोरसों से इसकी तुलना करो।

३. फॉस्फोरस के अपचायक गुणों के कुछ उदाहरण दो।

४. दिवागन्धि के व्यवसाय पर लेख लिखो।

५. फॉस्फोरस के कौन कौन हाइड्राइड जानते हो ? फॉस्फीन, और फॉस्फोनिम आयोडाइड बनाने की विधियाँ दो।

६. फॉस्फीन की तुलना आर्मेनिक और एग्जिमनी के हाइड्राइडों से करो।

७. फॉस्फोरस चतुःअक्सिडाइड कैसे बनाओगे ? फॉस्फोरस के अन्य कौन अक्सिडाइड जानते हो ?

८. हाइपोफॉस्फोरस एसिड के बनाने की विधि और इसके लवणों के उपयोग बताओ। हाइपोफॉस्फोरिक एसिड क्या है ?

९. फॉस्फोरस ऐमिड अच्छा अपचायक है—कुछ उदाहरण दो।

१०. विभिन्न फॉस्फोरिक ऐमिडों की श्रृंखलाएँ रचनाएँ दो।

११. फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और ग्लूकोराइड कैसे बनते हैं ? इनके क्या उपयोग हैं ?

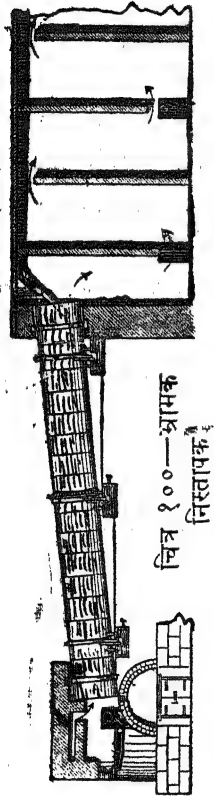
१२. फॉस्फोरस के सलकाइडों पर टिप्पणी लिखो।

अध्याय १८

पंचम समूह के तत्त्व (३)

आर्सेनिक, एंटीमनी और बिसमथ

[Arsenic, Antimony and Bismuth]



आर्सेनियस ऑक्साइड या संखिया इस देश का एक परिचित विष है। मनःशिला (मैसिल) आर्सेनिक का प्रचलित सल्फाइड है, जो चित्राल में पाया जाता है, और विदेशों में रिअलगर और ऑर्पिमेंट नाम से विख्यात है। इनका लाल और सुनहरी रंग दीवारों पर बनी हुई प्राचीन मिश्र की चित्रकारियों में अब तक पाया जाता है। ग्रीस वालों ने ही ऑर्पिमेंट का नाम “आर्सेनिकोन” दिया था, जिसके आधार पर इसके तत्त्व का नाम आर्सेनिक पड़ा है।

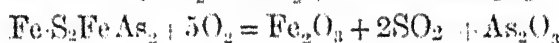
खनिज और अयस्क—आर्सेनिक प्रकृति में काफी विस्तृत है। लगभग सभी खनिजों में आर्सेनिक की थोड़ी बहुत मात्रा होती है। इसीलिये लगभग सभी साधारण धातुओं में आर्सेनिक की सूक्ष्म अशुद्धि पायी जाती है। आर्सेनिक का मुख्य खनिज मिसपिकेल (mispickel) $\text{FeS}_2 \cdot \text{FeAs}_2$ है जो लोह मात्निक और लोह आर्सेनाइड का मिश्रण है। मनःशिला लाल और स्वर्ण रंगों की होती है। लाल को रिअलगर (realgar) कहते हैं, यह As_2S_2 है, और सुनहरी को ऑर्पिमेंट

(orpiment), यह As_2S_3 है। अनेक खनिजों का जारण करते समय (जैसे वंग या ताँबे के) आर्सेनियस ऑक्साइड, As_2O_3 , बनता है।

आर्सेनिक के अन्य खनिज ये हैं—निकेल ग्लान्स, (nickel glance) NiAsS , कोबल्टाइट (cobaltite), CoAsS , कोबल्ट ब्लूम, (cobalt bloom) $\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ।

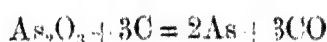
प्रकृति में कभी कभी मुक्त आर्सेनिक भी पाया जाता है।

धातुकर्म—आर्सेनिक के खनिजों या अयस्क का जारण करने पर बहुधा आर्सेनियस ऑक्साइड बनता है—

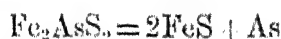


इस निस्तापन या जारण के लिये ऑक्मलेंड और हॉकिंग का भ्रामक निस्तापक (Oxland and Hocking's revolving calciner) काम में आता है। यह लोहे का एक बड़ा चेलन होता है जो घूमता रहता है। इसके भीतर अग्निजित पदार्थों का अस्तर होता है। ऊपर के हॉपर से खनिज धीरे धीरे गिरकर नीचे आता रहता है। निचले सिरे पर जो ज्वालायें और गरम गैसें खनिज के संपर्क में आती हैं, उनसे खनिज का जारण होता है। आर्सेनियस ऑक्साइड का धुआँ उठ कर एक टंकी में जमा होता है।

मिट्टी की मूपा में कोयला मिला कर आर्सेनियस ऑक्साइड को गरम करने पर आर्सेनिक तत्त्व मिलता है—



आर्सेनिकल मासिक, Fe_2AsS_2 , को लोहे के साथ गरम करके भी आर्सेनिक बनता है—



आर्सेनिक सल्फाइड को पोटैशियम सायनाइड के साथ गरम करने पर भी आर्सेनिक मिलता है।

तत्त्व के रूपान्तर—फॉस्फोरस के समान आर्सेनिक भी कई रूपान्तरों में पाया जाता है जिनमें से निम्न मुख्य हैं—

ऐलफा-आर्सेनिक या पीला आर्सेनिक—यह पीले फॉस्फोरस के समान है। आर्सेनिक की वाष्पी को एकाएक ठंडा करने पर यह बनता है कार्बन डिऑक्साइड के वातावरण में आर्सेनिक को गरम करते हैं, और

वाष्पों को द्रव कार्बन ट्राइऑक्साइड में शीघ्र ठंडा करते हैं। फिर वाष्पों को ठंडे कार्बन ट्राइसलफाइड में शोषित करते हैं। कार्बन ट्राइसलफाइड को उड़ा कर पीले आर्सेनिक के मणिभ मिलते हैं। इसका घनत्व ३.७ है। यह अस्थायी रूप है। वायु में आसानी से उपचित होता है। उपचयन के समय थोड़ी सी दीप्ति निकलती है (जैसे श्वेत फॉस्फोरस में), और लहसुन की सी गन्ध आती है। प्रकाश के प्रभाव से पीला आर्सेनिक धूसर आर्सेनिक में परिणत हो जाता है।

धूसर आर्सेनिक को वाष्पीकृत करके और वाष्पों को द्रव वायु में ठंडा करके भी पीला आर्सेनिक बनाया जा सकता है।

कार्बन ट्राइसलफाइड में पीला आर्सेनिक विलेय है, और विलायक के द्रवणांक के अवनमन पर आर्सेनिक का अणु As_4 निकलता है।

बीटा-आर्सेनिक या काला आर्सेनिक—धूसर आर्सेनिक को हाइड्रो-जन के प्रवाह में काँच की नली में गरम करने पर काला आर्सेनिक बनता है। नली के ठंडे भाग में जहाँ तापक्रम 200° के लगभग होता है, यह जमा हो जाता है। यह धूसर आर्सेनिक की अपेक्षा कम स्थायी है। 40° पर भी हवा में यह उपचित नहीं होता। पर नली में 360° तक गरम किये जाने पर यह धूसर आर्सेनिक बन जाता है। काले आर्सेनिक का घनत्व ४.७ है। यह कार्बन ट्राइसलफाइड में अविलेय है।

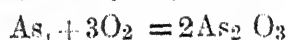
गामा-आर्सेनिक या धूसर आर्सेनिक—साधारण स्थायी आर्सेनिक धूसर वर्ण का होता है। इसमें धातु की सी चमक होती है। इसके षट्कोणीय-राम्भोफलकीय रवे होते हैं। इसका घनत्व ५.७३ है। यह कार्बन ट्राइसलफाइड में विलेय नहीं है। यह ताप और बिजली का अच्छा चालक है। यह 100° पर धीरे धीरे वाष्पीकृत होता है। 440° पर इसका शीघ्रता से ऊर्ध्वपात होता है। इसके धुएँ का रंग नीबू का सा पीला होता है। इसकी वाष्पों में निम्न साम्य है—जैसा कि वाष्प घनत्व से स्पष्ट है—



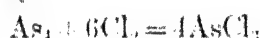
तापक्रम	560°	1718°	1736°
वाष्पघनत्व	१४७	७६	७७
As_4 (%)	६८%	७३%	३%

शुष्क वायु में धूसर आर्सेनिक का उपचयन नहीं होता पर आर्द्र वायु में इसके ऊपर काली सी तह जम जाती है जो आर्सेनिक त्रिऑक्साइड

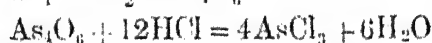
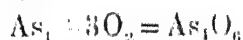
की है। 200° तक गरम किया जाय तो इसमें प्रस्फुरण दिखायी देता है। 400° पर गरम करने पर यह सफेद ज्वाला से जलता है।



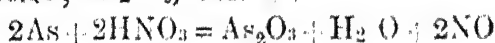
रासायनिक गुण—आर्सेनिक चूर्ण क्लोरीन गैस में जलता है और त्रिक्लोराइड बनता है—



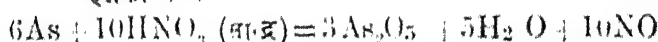
हवा की उपस्थिति में यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय है, और त्रिक्लोराइड बनता है—



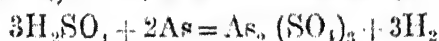
हलके नाइट्रिक एसिड का ठंडे तापक्रम पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता। हलके गरम नाइट्रिक एसिड से उपचयन होकर आर्सेनिक एसिड, H_3AsO_4 , बनता है। सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से आर्सेनिक एसिड या आर्सेनिक ऑक्साइड, As_2O_3 , बनता है।



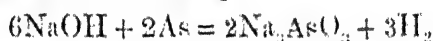
हलका गरम



हलके सल्फ्यूरिक एसिड की आर्सेनिक पर प्रतिक्रिया नहीं होती, पर गरम सान्द्र एसिड के योग से आर्सेनिक धुल जाता है। पहले तो आर्सेनिक सल्फेट बनता है, पर बाद को आर्सेनियस ऑक्साइड—

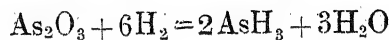


आर्सेनिक क्षार के विलयन में नहीं घुलता पर क्षारों के साथ गलाने पर पहले तो आर्सेनाइट, Na_3AsO_3 , बनता है, पर ऊँचे तापक्रम पर आर्सेनेट और आर्सेनाइड बनता है—

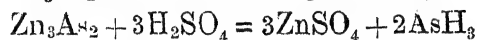
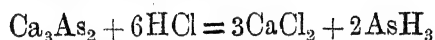


परमाणुभार—आर्सेनिक के वाष्पशील यौगिकों के वाष्पघनत्व के आधार पर इसका परमाणुभार ७५ के लगभग ठहरता है। रजत आर्सेनेट को रजत ब्रोमाइड में परिणत करके इसका ठीक-ठीक परमाणुभार ७४.६३ ठहरता है। इसके कोई समस्थानिक नहीं पाये गये।

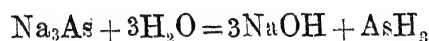
आर्सेनिक हाइड्राइड, या आर्सीन, AsH_3 —जिस प्रकार नाइट्रोजन से अमोनिया, NH_3 , और फॉस्फोरस से फॉस्फीन, PH_3 , बनता है, उसी प्रकार आर्सेनिक का हाइड्राइड आर्सीन, AsH_3 , है। आर्सेनिक के यौगिकों को नवजात हाइड्रोजन से अपचित करके यह बनता है—



मेगनीशियम आर्सेनाइड या कैल्सियम या जिंक आर्सेनाइड और ऐसिड के योग से भी आर्सीन बनता है—



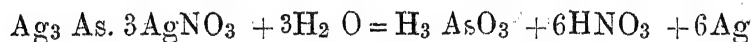
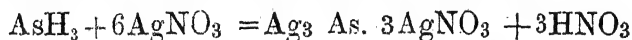
इसी प्रकार सोडियम आर्सेनाइड और पानी के योग से भी यह तैयार होता है—



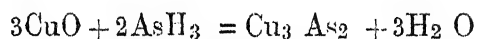
यह नीरंग गैस है जो -100° तक ठंढा करने पर द्रवीभूत हो जाती है। इसमें अप्राप्य दुर्गन्ध होती है। हवा मिला कर हलकी की जाने पर भी प्रबल विष है। आर्सीन है भी अस्थायी। 230° तक गरम करने पर आर्सेनिक और हाइड्रोजन देता है—



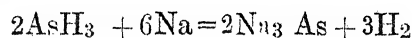
यह प्रबल उपचायक रस है। रजत नाइट्रेट के विलयन के साथ पीले रंग का पदार्थ मिलता है जो $\text{Ag}_3\text{As} \cdot 3\text{AgNO}_3$ है। यह पीला पदार्थ धीरे धीरे काला पड़ जाता है, क्योंकि चाँदी अवक्षिप्त होती है।



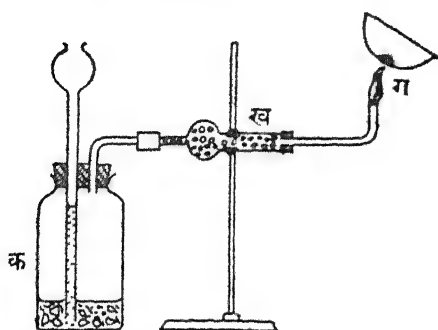
तप्त ताम्र ऑक्साइड पर प्रवाहित होने पर आर्सीन से कॉपर आर्सेनाइड मिलता है—



इसी प्रकार तप्त सोडियम के ऊपर प्रवाहित करने से सोडियम आर्सेनाइड बनता है—



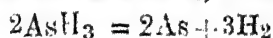
मार्श-बर्जीलियस परीक्षण—आर्सेनिक के यौगिक सरलता से गैसीय



आर्सेन देते हैं, और यह गैस तप्त होने पर आर्सेनिक देती है। इस आधार पर आर्सेनिक की पहिचान की जाती है। इस परीक्षण को ‘मार्श-परीक्षण’ या ‘मार्श-बर्जीलियस परीक्षण’ (Marsh-Berzelius test) कहते हैं।

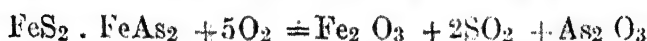
चित्र १०१—मार्श-बर्जीलियस परीक्षण

आर्सेनिक के विलेय यौगिक में जस्ता और हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने पर आर्सेन गैस बनती है। इस प्रयोग के लिए शुद्ध जस्ता (जिसमें आर्सेनिक न हो) एक पत्रास्क में लेते हैं। जो हाइड्रोजन गैस इस जस्ते और एसिड के योग से बनती है, उसे कैल्सियम क्लोराइड के टुकड़ों से भरी नली (ख) में होकर प्रवाहित करते हैं। इस प्रकार, यह गैस सल्फाइड और आर्द्रता से मुक्त हो जाती है। इस शुष्क गैस को यदि जेट में जलाया जाय और जेट की ज्वाला पर पोर्सिलेन की प्याली (ग) रखी जाय, तो इस प्याली पर आर्सेनिक का काला धब्बा (कलंक) लग जायगा। यदि परीक्षणीय पदार्थ में आर्सेनिक नहीं है, तो प्याली पर काला कलंक नहीं जमता, पर य. पदार्थ में आर्सेनिक है, तो काला दर्पण सा अवश्य जमेगा।



ये कलंक या धब्बे सोडियम हाइपोक्लोराइट या ‘विरंजक चूर्ण’ में विलेय हैं (संभवतः सोडियम आर्सेनेट बनता है); टारटरिक एसिड में यह नहीं घुलते। पीले अमोनियम सल्फाइड में भी यह घुलते हैं, और विलयन को सुलाने पर आर्सीनियस सल्फाइड का चटक पीला दाग बन जाता है। (SbH₃ से तुलना करो)।

आर्सीनियस ऑक्साइड, As₂O₃ —साधारणतः आर्सेनिक ऑक्साइड का ही नाम संख्या या ‘आर्सेनिक’ है। यह आर्सेनिक यौगिकों में सबसे अधिक प्रसिद्ध है। मिसपिकेल खनिज के जारण से यह मिलता है—



चक्करदार या भ्रामक निस्तापक का उल्लेख इस सम्बन्ध में पहले किया जा चुका है।

आर्सेनियस ऑक्साइड तीन रूपों में पाया जाता है—(१) अमणिभ (amorphous) या काँच का सा ऑक्साइड जिसका घनत्व ३.७३८ और द्रवणांक २००° है। (२) अष्टफलकीय (octahedral), या सामान्य ऑक्साइड जिसका घनत्व ३.६८९ है, और बिना गले ही जिसका ऊर्ध्वपात होता है। (३) एकानताक्ष (monoclinic), जिसका घनत्व ३.८५ है और जो खनिज क्लौडेटाइट (claudeite) में पाया जाता है।

अमणिभ ऑक्साइड नीरंग पारदर्शक है। यह ऑक्साइड की वाष्पों को कथनांक से थोड़ा नीचे ही तापक्रम पर धीरे धीरे ठंडा करने पर मिलता है। देखने में यह काँच सा स्वच्छ मालूम होता है पर जल की उपस्थिति में यह धुंधला पड़ जाता है और अष्टफलकीय साधारण ऑक्साइड हो जाता है। अमणिभ ऑक्साइड (१:१०८) अष्ट फलकीय ऑक्साइड (१:३५५) की अपेक्षा पानी में अधिक विलेय है, और यह ठीक ही है क्योंकि अष्टफलकीय से कम स्थायी है।

यदि अमणिभ ऑक्साइड के ३ भाग को गरम हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड (१२ भाग एसिड, ४ भाग पानी) में घोला जाय, तो विलयन को उड़ाने पर उसमें से अष्टफलकीय मणिभ प्रकट होने लगते हैं। जिस समय ये मणिभ बनते हैं, तो प्रत्येक रवे के साथ थोड़ा सा प्रकाश बनता है।

अमणिभ ऑक्साइड = अष्टफलकीय ऑक्साइड + शक्ति (प्रकाश)
अष्टफलकीय ऑक्साइड मणिभीय चूर्ण है जिसका वर्त्तनांक ऊँचा होता है ऑक्साइड की वाष्पों को वेग से ठंडा करने पर यह मिलता है। यह सबसे स्थायी रूप है, ऊर्ध्वपातन १२५-१५०° पर होता है; पर यदि दाब में गरम किया जाय तो यह गलाया भी जा सकता है।

एकानताक्ष ऑक्साइड कॉस्टिक सोडा में अमणिभ ऑक्साइड घोल कर उबलते हुए विलयन के मणिभीकरण करने पर मिलता है।

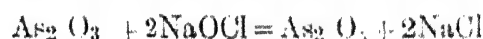
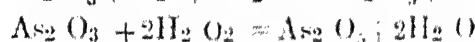
आर्सेनियस ऑक्साइड परिचित प्रबल विष है। इसमें न कोई स्वाद होता है और न गन्ध। ०.३-०.४ ग्राम खा लेने पर मृत्यु सम्भव है। आत्मघातक अधिकतर इसका उपयोग करते हैं, क्योंकि यह सुलभ और निःस्वाद है। पर इसका पता भी आसानी से लग जाता है, क्योंकि आर्सेनिक का परीक्षण बहुत आसान है। यदि कोई थोखे से आर्सेनिक खा

गया हो तो उसे किसी भी रूप में फेरिक हाइड्रोक्साइड (कोलायडीय हो तो बहुत अच्छा) खाने को देना चाहिये। दोनों के योग से अविलेय फेरिक आर्सेनाइट बनता है, जो सापेक्षतः विष नहीं है।

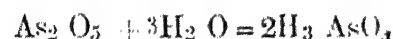
आर्सेनिक ऑक्साइड बिना गले ही 106° पर उर्ध्वपतित होता है। दाब के भीतर गरम करने पर गल जाता है। इसका कारण यह है कि साधारण वायुमंडल के दाब पर ऑक्साइड का द्रवणांक उसके क्वथनांक से अधिक है। पर यदि दाब वायुमंडल का अधिक कर दिया जाय, तो क्वथनांक इतना अधिक हो जाता है द्रवणांक इससे कम रह जाता है।

तीनों प्रकार के ऑक्साइडों की विलेयता पानी में अलग अलग है। अष्टफलकीय इनमें सबसे कम विलेय है। 15° पर १०० ग्राम पानी में १.६६ ग्राम और 100° पर ६ ग्राम अष्टफलकीय विलेय है।

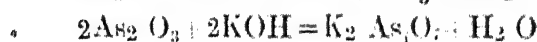
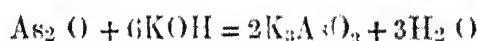
रासायनिक गुण—आर्सेनियस ऑक्साइड ओज़ोन, हाइड्रोजन परी-क्साइड, क्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन, नाइट्रिक ऐसिड, अम्लराज, सोडियम हाइपोक्लोराइट आदि उपचायक पदार्थों द्वारा शक्ति उपचित होकर आर्सेनिक ऑक्साइड बन जाता है।



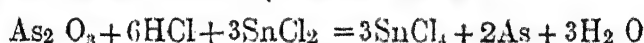
और



द्वारों के योग से आर्सेनियस ऑक्साइड आर्सेनाइट बन जाता है। आर्सेनाइट क्षार के अनुपात के अनुसार कई प्रकार के होते हैं—

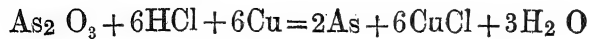


आर्सेनियस ऑक्साइड का अपचयन भी होता है। स्टैनस क्लोराइड विलयन के साथ यह आर्सेनिक का भूरा अवक्षेप देता है—

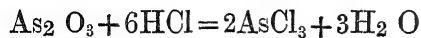


* यह प्रतिक्रिया सोडियम वाइकार्बोनेट की उपस्थिति में पूरी तरह से होती है, अन्यथा उत्क्रमणीय है।

यदि आँक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक एसिड और चमकते ताँबे के साथ उबाला जाय, तो ताँबे पर धूसर वर्ण के आर्सेनिक की तह जम जायगी (राइन्शपरीक्षण-Reinsch)



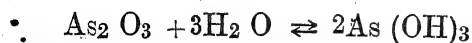
आर्सीनियस आँक्साइड को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ उबालें तो आर्सेनिक त्रिक्लोराइड बनता है—



सवित पानी में आर्सीनियस आँक्साइड उबाल कर घोला जाय और फिर छुने ठंडे विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित किया जाय तो कोलायडीय आर्सीनियस सलफाइड बनता है। किसी भी एसिड की उपस्थिति में इसका स्कंधन हो जाता है, और आर्सीनियस सलफाइड का अवक्षेप आ जाता है।

आर्सीनियस आँक्साइड का उपयोग काँच बनाने में, आतिशबाज़ी में और कीटाणुनाशक विषों के बनाने में किया जाता है।

आर्सीनियस ऐसिड, $\text{H}_3 \text{AsO}_3$ —पानी में बने आर्सीनियस आँक्साइड विलयन में थोड़ा सा अम्लीय गुण होता है—



पर यह ऐसिड हाइड्रोजन सलफाइड से भी निर्बल अम्ल है।

आर्सीनियस ऐसिड के लवणों को आर्सेनाइट कहते हैं। ये आर्सेनाइट ऑर्थो, मेटा और पायरो तीनों प्रकार के होते हैं—

ऑर्थो-आर्सीनियस ऐसिड, $\text{H}_3 \text{AsO}_3$ —लवण जैसे $\text{K}_3 \text{AsO}_3$, $\text{Ag}_3 \text{AsO}_3$, $\text{Pb}_3 (\text{AsO}_3)_2$ आदि।

मेटा-आर्सीनियस ऐसिड, HAsO_2 —लवण जैसे KAsO_2 , $\text{Ba} (\text{AsO}_2)_2$ आदि।

पायरो आर्सीनियस ऐसिड, $\text{H}_4 \text{As}_2\text{O}_5$ —लवण जैसे $\text{Ca}_2\text{As}_2\text{O}_5$.

आर्सीनियस आँक्साइड को सोडियम बाइकार्बोनेट में घोलने पर कार्बन द्विआँक्साइड के बुदबुदे निकलते हैं। सोडियम आर्सेनाइट, NaAsO_2 , बनता है। आर्सीनियस आँक्साइड को कास्टिक सोडा में घोलने पर अम्लीय लवण NaH_2AsO_3 बनता है।

आर्सेनियस ऑक्साइड को पोटैसियस कार्बोनेट के विलयन में घोल कर उसमें कॉपर सल्फेट का विलयन डालने से कॉपर आर्सेनाइट, CuHAsO_3 , का अवक्षेप आता है—

$$2\text{KAsO}_2 + 2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KH}_2\text{SO}_4 + 2\text{CuHAsO}_3$$
यह सुन्दर हरा वर्णक (pigment) है जिसे 'शीले का हरा रंग' (Scheele's green) कहते हैं। यह भयंकर विष है, इसलिए अब इसका उपयोग नहीं होता।

सोडियम कार्बोनेट और ताम्र ऐसीटेट (वरद्विषिस) को उचित अनुपात में मिलाने पर कॉपर ऐसिटो आर्सेनाइट, $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$, नामक सुन्दर हरा वर्णक तैयार होता है। दीवारों पर चिपकाये जाने वाले कीड़े-मार कागजों पर यह लगाया जाता है। इसे "स्वाइनफुटर का हरा रंग" (Schweinfurter green) कहते हैं।

आर्सेनिक ट्रिऑक्साइड, As_2O_3 या As_2O_5 —आर्सेनियस ऑक्साइड और आर्सेनिक पंचोक्साइड का तुल्य मात्रा में मिला कर 340° तक गरम करने पर यह बनता है। यह काल्प के समान पदार्थ है।

आर्सेनिक पंचोक्साइड, As_2O_5 —आर्सेनिक त्रिआक्साइड को जलाये जाने पर त्रिऑक्साइड ही देता है, न कि पंचोक्साइड। इस बात में यह फॉस्फोरस से भिन्न है।

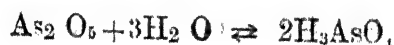
आर्सेनियस ऑक्साइड को सान्द्र नाइट्रिक ऐसिड के साथ गरम करने पर पंचोक्साइड बनता है (शीले १७७५)—



इसी प्रकार आर्सेनियस ऑक्साइड को पानी में छितरा कर उसमें क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर भी यह बनता है—



विलयन के उड़ाने पर सफेद पंचोक्साइड का चूर्ण मिलता है। इस ऑक्साइड का स्वाद अम्लीय होता है। यह भी विषैला है, पर त्रिऑक्साइड से कम। यह पानी में अच्छी तरह विलेय है, और घुल कर आर्सेनिक ऐसिड मिलता है—



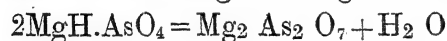
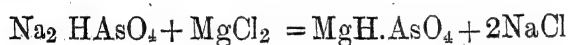
इस ऐसिड के लवण आर्सेनेट कहलाते हैं।

सोडियम आर्सेनेट—यह सोडियम आर्सेनाइट को पोटैसियम नाइट्रेट के साथ गरम करके बनाया जाता है। आर्सेनिक ऐसिड के विलयन में सोडियम कार्बोनेट आधिक्य में डाल कर मणिम जमाने पर पहले तो $\text{Na}_2 \text{HAsO}_4 \cdot 12\text{H}_2 \text{O}$ के मिलते हैं। यह द्विसोडियम हाइड्रोजन आर्सेनेट साधारण सोडियम फॉस्फेट के समान है। केलिको छपाई में इसका उपयोग होता है।

लेड आर्सेनेट, PbHAsO_4 —इसका उपयोग फलों के वृक्षों के कीड़े मारने में किया जाता है। फल निकलने के पूर्व ही पेड़ों पर इसकी सीसी डालनी चाहिये।

आर्सेनिक ऐसिड उपचायक पदार्थ है। यह पोटैसियम आयोडाइड और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के विलयन से आयोडीन मुक्त करता है।

आर्सेनेट लवण फॉस्फेट लवणों के समरूपी होते हैं। अमोनियम मॉलिब्डेट और नाइट्रिक ऐसिड के साथ गरम किये जाने पर यह भी वसन्ती पीला अवक्षेप देते हैं— $(\text{NH}_4)_3 \text{AsO}_4 \cdot x\text{MoO}_3$ । आर्सेनेटों के विलयन में अमोनिया, अमोनियम क्लोराइड और मेगनीशियम क्लोराइड डालने पर मेगनीशियम आर्सेनेट का अवक्षेप आता है, जो गरम किए जाने पर मेगनीशियम पायरो आर्सेनेट, $\text{Mg}_2 \text{As}_2 \text{O}_7$, बन जाता है (ठीक जैसे $\text{Mg}_3 \text{P}_2 \text{O}_7$ बनता था)—



इस विधि से आर्सेनेटों का परिमाणन (estimation) किया जा सकता है।

आर्सेनेटों और फॉस्फेटों का अन्तर इस प्रकार मालूम हो सकता है—आर्सेनेट के विलयन में गन्धक द्विऑक्साइड प्रवाहित करो। आर्सेनेट अपचित होकर आर्सेनाइट बन जायगा। यह फिर हाइड्रोजन सल्फाइड के संसर्ग से आर्सीनियस सल्फाइड का पीला अवक्षेप देगा।

सिल्वर नाइट्राइट के विलयन के साथ आर्सेनेट तो चोकलेट की तरह का भूरा अवक्षेप देते हैं जो सिल्वर आर्सेनेट $\text{Ag}_3 \text{AsO}_4$ का है (यह हलके नाइट्रिक ऐसिड और अमोनिया में विलेय है) !

सिल्वर नाइट्रेट फॉस्फेट के साथ पीला अवक्षेप देगा ।

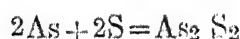
आर्सेनिक सल्फाइड—आर्सेनिक के तीन सल्फाइड ज्ञात हैं—

लाल मनःशिला या रिअलगर या आर्सेनिक द्विसल्फाइड, As_2S_2

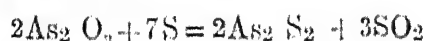
सुनहरी मनःशिला या ऑर्पिमेंट या आर्सेनिक त्रिसल्फाइड, As_2S_3

आर्सेनिक पेंगुलफाइड, As_2S_5

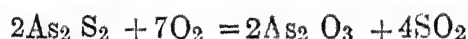
आर्सेनिक द्विसल्फाइड— As_2S_2 —इसे लाल मनःशिला (मैसिल) या रिअलगर कहते हैं । यह आर्सेनिक और गन्धक को साथ गला कर अथवा आर्सेनिक और ऑर्पिमेंट, As_2S_3 , को साथ गला कर बनाया जाता है—



यह द्विसल्फाइड आर्सीनियस ऑक्साइड और गन्धक को गला कर भी बनाया जाता है, अथवा लोहमाक्षिक, FeS_2 , आर्सेनिकीय माक्षिक, $FeAsS$, के साथ गला कर भी इसे बनाते हैं ।



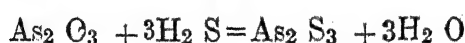
यह कठोर और नारंगी-लाल रंग का होता है । हवा में यह शीघ्रता से जल सकता है और जलने पर आर्सीनियस ऑक्साइड बनता है—



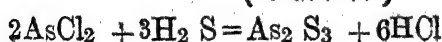
नाइट्रिक एसिड द्वारा यह आसानी से उपचित होता है पर अन्य अम्लों का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता ।

इसका उपयोग आतशबाजी में नीली और सफेद रोशनी करने में होता है, और वर्णकों में भी यह काम आता है ।

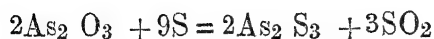
आर्सेनिक त्रिसल्फाइड, As_2S_3 (ऑर्पिमेंट, सुनहरी मैसिल)—आर्सीनियस ऑक्साइड या आर्सेनिक के लवण के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर यह अवक्षिप्त होता है—



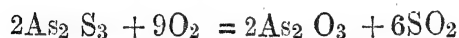
(कोलायडीय)



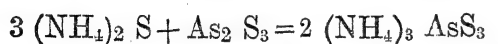
आर्सेनियस ऑक्साइड और गन्धक के मिश्रण का ऊर्ध्वपात करने पर भी यह मिलता है—



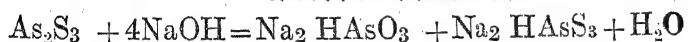
इसमें सुन्दर सुनहरी पीला रंग होता है। गरम करके इसका ऊर्ध्वपात किया जा सकता है। हवा की उपस्थिति में यदि गरम किया जाय तो आर्सेनियस ऑक्साइड बनेगा—



यह पानी में और सांद्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में अविलेय है, पर कास्टिक सोडा में या अमोनियम सल्फाइड के विलयन में घुल जाता है—



अमोनियम थायोआर्सेनाइट



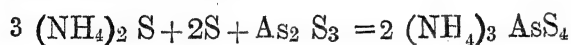
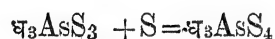
कास्टिक सोडा की प्रतिक्रिया में सोडियम हाइड्रोजन आर्सेनाइट, और सोडियम हाइड्रोजन थायोआर्सेनाइट दोनों बनते हैं। पर अमोनियम सल्फाइड की प्रतिक्रिया में केवल अमोनियम थायोआर्सेनाइट बनता है। (आर्सेनाइट के ऑक्सीजन के स्थान में गन्धक परमाणु रखने से थायो-आर्सेनाइट बनता है)।



धातु-आर्सेनाइट

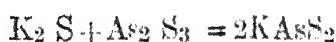
धातु-थायोआर्सेनाइट

यदि पीले अमोनियम सल्फाइड, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_x$, का उपयोग किया जाय जिसमें अधिक गन्धक होता है, तो थायो आर्सेनाइट से थायो आर्सेनेट बन जायगा—



द्वितीय समूह के परीक्षण में प्रयोग-रसायन में इन प्रतिक्रियाओं का उपयोग किया जाता है।

ऊपर जिन थायोआर्सेनाइटों का उल्लेख किया गया है, वे आर्थो जाति के हैं। मेटा-थायोआर्सेनाइट और पायरो-थायोआर्सेनाइट भी पाये जाते हैं—



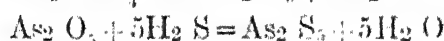
पोटैसियम मेटा-थायोआर्सेनाइट



पोटैसियम पायरो-थायो आर्सेनाइट

पर इनकी कोई विशेषता नहीं है।

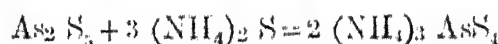
आर्सेनिक पंचसलफाइड, As_2S_5 —यदि आर्मेनिक एसिड के विलयन में दुगुना आयतन सांद्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड का मिलाया जाय और फिर हाइड्रोजन सलफाइड गैस तीव्रता से प्रवाहित की जाय, तो आर्सेनिक पंचसलफाइड का अवक्षेप आता है—



यदि यह प्रतिक्रिया धीरे धीरे की जायगी तो त्रिसलफाइड भी बनेगा—



पंचसलफाइड चटक पीले रंग का है। यह अमोनियम सलफाइड के विलयन में घुल कर थायोआर्सेनेट देता है—



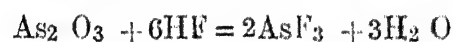
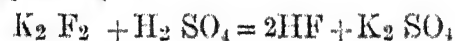
और कास्टिक सोडा में घुल कर आर्सेनेट और थायोआर्सेनेट का मिश्रण देता है।



आर्सेनिक पंचसलफाइड गरम करने पर त्रिसलफाइड देता है—



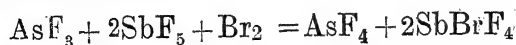
आर्सेनिक त्रिक्लोराइड, AsF_3 —सीसे के भभके में आर्सेनियस ऑक्साइड, फ्लोरस्पर और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के मिश्रण को गरम करने पर यह बनता है—



यह नीरंग धूसवान द्रव है। द्रवणांक -8.4° , क्वथनांक 60.4° और घनत्व २.६६।

आर्सेनिक पंचक्लोराइड, AsF_5 —आर्मेनिक त्रिक्लोराइड, एस्डीमनी

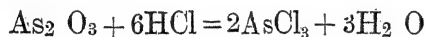
पंचफ्लोराइड और ब्रोमीन को साथ साथ 55° पर गरम करने पर आर्सेनिक पंच फ्लोराइड बनता है—



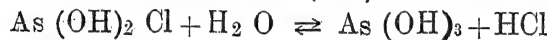
यह नीरंग गैस है जिसका क्वथनांक -53° और द्रवणांक -20° है।

यह पंच-फ्लोराइड पोटैसियम फ्लोराइड के साथ द्विगुण लवण भी बनाता है— $\text{K}_4 \text{As F}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$

आर्सेनिक त्रिक्लोराइड, AsCl_3 —आर्सेनिक क्लोरीन गैस में स्वतः जल उठता है, और आर्सेनिक त्रिक्लोराइड बनता है। यह बहुधा आर्सेनियस ऑक्साइड, नमक और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के मिश्रण को भभके में गरम करके बनाया जाता है। जो नीरंग गैस उठती है उसे ठंढे पात्र में द्रवीभूत किया जाता है।



आर्सेनिक त्रिक्लोराइड नीरंग तेल का सा द्रव है जिसका क्वथनांक 130.2° और द्रवणांक -13° है, और घनत्व 2.2 । यह हवा में धुआँ देता है। जल के योग से यह उद्विग्न हो जाता है, पहले हाइड्रोजन-क्लोराइड बनता है और फिर आर्सेनियस एसिड—



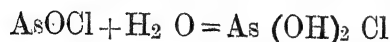
आर्सेनिक ऑक्सिक्लोराइड, AsOCl —यदि आर्सेनिक त्रिऑक्साइड और आर्सेनिक त्रिक्लोराइड को साथ साथ उबाला जाय तो यह प्राप्त होता है—



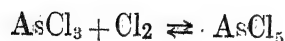
यह नीरंग धूम्रवान द्रव है। गरम करने पर यह त्रिक्लोराइड और $\text{As}_3 \text{O}_4 \text{Cl}$ यौगिक देता है।



पानी के योग से यह $\text{As Cl}(\text{OH})_2$ देता है—



आर्सेनिक पंचक्लोराइड, AsCl_5 —यह -80° पर त्रिक्लोराइड और क्लोरीन के योग से बनता है—



पर- 25° के ऊपर यह फिर त्रिक्लोराइड और क्लोरीन में विभाजित हो जाता है। बहुत संभव है कि यह कोई स्वतंत्र यौगिक न हो। केवल त्रिक्लोराइड में क्लोरीन का विलयन मात्र हो।

आर्सेनिक त्रिब्रोमाइड, $AsBr_3$ —ब्रोमीन को कार्बन दिसलफाइड में घोल कर आर्सेनिक के साथ गरम करने पर यह बनता है। यह नीरंग मणिभीय पदार्थ है जिसका द्रवणांक -31° और क्वथनांक 221° है। यह त्रिक्लोराइड की अपेक्षा कम उद्विग्नोद्दिप्त होता है।

आर्सेनिक त्रिआयोडाइड, AsI_3 —आयोडीन को कार्बन दिसलफाइड में घोला जाय और फिर आर्सेनिक के साथ गरम किया जाय तो त्रिआयोडाइड के लाल पट्टकोणीय मणिभ मिलते हैं जिनका द्रवणांक 186° है।

यदि आर्सीनियस ऑक्साइड को गरम हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोला जाय, और फिर विलयन को पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में मिलाया जाय, तब भी त्रिआयोडाइड बनता है।

यह क्लोराइड और ब्रोमाइड दोनों से कम उद्विग्नोद्दिप्त होता है।

आर्सेनिक द्विआयोडाइड, AsI_2 —आर्सेनिक और आयोडीन को बन्द नली में 260° तक गरम करने पर बनता है। यह कार्बन दिसलफाइड में विलेय है। जल के योग से AsI_3 और आर्सेनिक देता है।

आर्सेनिक पंचआयोडाइड, AsI_5 —आर्सेनिक त्रिआयोडाइड और आयोडीन को 150° तक गरम करने पर यह बनता है।

आर्सेनिक एकआयोडाइड, AsI —आयोडीन के एलकोहलीय विलयन को आर्सीन से संतृप्त करने पर यह भूरे चूर्ण के रूप में प्राप्त होता है।

कार्बनिक रसायन में आर्सेनिक के अनेक यौगिक हैं। $As_2(CH_3)_4$ को केकोडील कहते हैं। यह N_2H_4 या P_2H_4 की जाति का है।

एण्टीमनी, स्टिबियम Sb

[Antimony or Stibium]

पुराने लोग भी एण्टीमनी से परिचित थे पर बहुधा सीसे से धोखा खा जाते थे। एण्टीमनी सलफाइड भारतवर्ष में आँख के अंजन के काम में आता था। इस सलफाइड को यूनान और अरब में स्टिम्मी कहते थे और लेटिन में स्टिबियम। इसका नाम एण्टीमनी क्यों पड़ा यह कहना

कठिन है। कुछ लोगों का कहना है कि एण्टी = विरोधी; मॉन = मॉड्य या साधु, अर्थात् इस विषय का प्रयोग साधुओं की हत्या के लिए किया जाता था, इसलिए यह नाम दिया गया। संभव है कि यह व्युत्पत्ति गलत हो। ग्रीक शब्द एन्थोस से एंटिमोबोस शब्द भी बन सकता है जिसका अर्थ पुष्प या रज है अर्थात् महीन चूर्ण (जैसे गन्धक पुष्प)।

पंजाब प्रांतस्थ लाहौल के शीग्री ग्लेशियर के निकट १३५०० फुट की ऊँचाई पर स्टिबनाइट पत्थर बहुत पाये जाते हैं। इतनी ऊँचाई पर होने के कारण सन् १९०८ से वहाँ की खोदाई बिल्कुल बन्द हो गयी है। बर्मा की दक्षिणी शान रियासत में भी स्टिबनाइट पाया जाता है और उत्तरी शान के ऐम्हर्स्ट जिले में भी। सन् १९३० से यहाँ भी काम बन्द है। बर्मा के नामदू में सीसे के जो कारखाने हैं उनमें भी एण्टिमनिक सीसा गौण पदार्थ के रूप में मिलता है, पर यह भी काम लगभग बन्द सा है। सन् १९३१ में जो उपज १५०५ टन की थी, सन् १९३२ में ६४२ टन रह गयी, और यह संख्या अब तो शून्य हो गई है। एंटीमनिक सीसे में ७२% सीसे, २४% एंटीमनी का खनिज होता है, और प्रति टन पीछे इसमें से ४ औंस चाँदी निकलती है।

मैसूर के चीतलदुग प्रांत में भी थोड़ा सा स्टिबनाइट पाया जाता है।

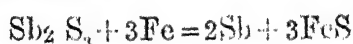
एण्टिमनी मुक्त अवस्था में संभवतः नहीं पाया जाता। इसका मुख्य अयस्क या खनिज स्टिबनाइट (stibnite) है जो एंटीमनी सल्फाइड Sb_2S_3 है। इसे एंटीमनाइट (antimonite) भी कहते हैं। इसके कुछ आक्साइड खनिज भी मिलते हैं जैसे सेनरमनाइट Sb_2O_3 (घनीय मणिम); वेलेसिटनाइट, (Valentinite) Sb_2O_3 (ऑर्थोराय्मिक)। कुछ अन्य धातुओं के सल्फ-एण्टीमोनाइट भी पाये जाते हैं जैसे स्टीफेनाइट, (stephanite) $5Ag_2S, Sb_2S_3$, या टेट्राहेड्राइट; (tetrahedrite), $4Cu_2S, Sb_2S_3$.

धातुकर्म—एण्टिमनी सल्फाइड से धातु बड़ी आसानी से निकाली जा सकती है। बर्थेलो (Berthelot) को ईसा से ३००० वर्ष पूर्व का चेल-डिया का घड़ा मिला जो शुद्ध एण्टिमनी धातु का बना हुआ था।

(१) यदि अयस्क अच्छी जाति का हो, तो धातुकर्म की प्रतिक्रिया के दो ही अंग हैं—(१) अयस्क शोधन, और (२) शोधित अयस्क को लोहे के छीजन द्वारा तपाना।

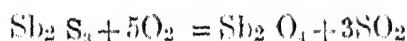
हाथ से चुने हुये अयस्क के टुकड़े लेते हैं और इन्हें छेददार पैंदे की मूपा में रख कर गरम करते हैं। तपने पर अयस्क का जो भाग द्रव हो जाता है, वह पैंदों के छेदों में होकर बाहर आ जाता है। इस मूपा के बाहर एक ग्राहक पात्र रक्खा होता है (अथवा छेददार मूपा दूसरी एक मूपा के भीतर रक्खी होती है) जिसमें पिघला अयस्क इकट्ठा होता है। इस प्रकार बिना गला हुआ अंश जो क्वार्ट्ज या सिलिकेटों का होता है, गले हुए एण्टीमनी अयस्क से पृथक् कर लिया जाता है। यह तो अयस्क का शोधन हुआ।

अब इस शोधित अयस्क में लोहे का छोड़न मिला कर फिर गलाते हैं। निम्न प्रतिक्रिया होती है—

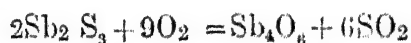


इस प्रकार जो धातु मिलती है, उसका फिर शोधन इसी प्रतिक्रिया को दोहरा कर किया जा सकता है।

(२) आधुनिक विधि में क्षेपक भट्टों में 350° तापक्रम पर अयस्क का जारण करते हैं। इस प्रकार सल्फाइड से ऑक्साइड, Sb_2O_3 बनता है—



ऊँचे तापक्रम पर Sb_2O_3 या Sb_4O_6 बनता है, जिसका ऊर्ध्वपातन होता है।



इस एण्टीमनी ऑक्साइड को सोडियम कार्बोनेट और कोयले के साथ मिलाकर गरम करते हैं। रक्तताप पर निम्न प्रतिक्रिया होती है—

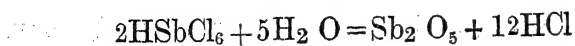


इस प्रकार जो रेग्यूलस या अशुद्ध धातु मिलती है उसमें थोड़ा सा सोडा और शोरा मिला कर फिर गरम करते हैं। ठंडे होने पर तारिकाओं की आकृति के सुन्दर मणिभ मिलते हैं।

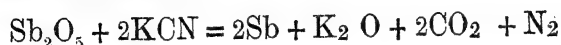
शुद्ध एण्टीमनी—एण्टीमनी त्रिक्लोराइड को हाइड्रोजनक्लोरीक एसिड में घोल कर क्लोरीन प्रवाहित करने पर क्लोरएण्टीमनिक एसिड बनता है—



इसके उदविच्छेदन से एण्टीमनी पंचौक्साइड मिलेगा—



इस एंटीमनी पंचौक्साइड को पोटैसियम सायनाइड के साथ गलाने पर शुद्ध एंटीमनी मिलता है।



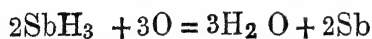
धातु के गुण—यह धूसर वर्ण की धातु है जिसमें काफी चमक होती है। यदि शुद्ध हो तो तारिकाओं के से इसके सुन्दर मणिभ बनते हैं। यह बड़ी मंगुर धातु है। इसका घनत्व 6.7 है। 1572° और 1640° पर इसकी वाष्पों का घनत्व इस प्रकार का है कि इस आधार पर इसका अणुभार क्रमशः 310 और 268 ठहरता है। अतः इसका सूत्र Sb_3 और Sb_2 के बीच का है। संभवतः $\text{Sb}_4 \rightleftharpoons 2\text{Sb}_2$, सीसे में इसके विलयन का द्रवणांक देख कर सूत्र Sb_2 मालूम होता है, पर कैडमियम के विलयन में द्रवणांक का अवनमन देखने पर सूत्र Sb ठहरता है।

एंटीमनी क्लोराइड के विलयन में जस्ता या लोहे का चूर्ण और हाइड्रोक्लोरिक एसिड छोड़ा जाय तो अपचयन द्वारा जो एंटीमनी धातु बनती है, महीन काले चूर्ण ऐसी होती है।

एंटीमनी धातु ढलाई के काम की बड़ी अच्छी है क्योंकि ठोस होने पर यह फैलती है, इस प्रकार साँचे में ठीक बैठ जाती है। छापेखाने के टाइपों में एंटीमनी और सीसे का मिश्रण काम में लाया जाता है। एंटीमनी ताप और बिजली का अच्छा चालक नहीं है।

एंटीमनी की रूपान्तरता—एंटीमनी के कई अस्थायी रूपान्तर पाये जाते हैं—

(१) **एलफा-एंटीमनी** या पीला एंटीमनी—यह द्रव स्टिबीन, SbH_3 , और ओज़ोन मिश्रित ऑक्सीजन की प्रतिक्रिया से -60° पर बनता है—



यह अमणिभ है, और कार्बन दिसलफाइड में थोड़ा सा ही विलेय है। यह बड़ा अस्थायी है। -60° के ऊपर तापक्रम पर शीघ्र अमणिभ काले एंटीमनी में परिणत हो जाता है।

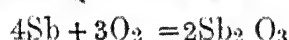
(२) **काला एंटीमनी**—यह द्रव स्टिबीन और ऑक्सीजन के योग से -40° पर बनता है। यह अमणिभ काले रंग का चूर्ण है। इसका घनत्व 4.3 है।

यह पीले एण्टीमनी से भी बनता है जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है। काला एण्टीमनी हवा में स्वतः उपचित हो जाता है। गरम किये जाने पर यह राम्भ-फलकीय साधारण बीटा-एण्टीमनी देता है। प्रतिक्रिया में ताप विसर्जित होता है।

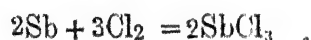
(३) साधारण मणिभीय बीटा एण्टीमनी—यह मामूली एण्टीमनी है जिसका उल्लेख विस्तार से किया जा चुका है।

(४) विस्फोटी अमणिभ एण्टीमनी—इसे १८५८ में गोर (Gore) ने बनाया था। एण्टीमनी त्रिक्लोराइड को हाइड्रोजेनोक्लोरिक एसिड में घोल कर विलयन का धीरे धीरे विद्युत् विच्छेदन किया। इस काम के लिये कैथोड तो प्लैटिनम का और एनोड एण्टीमनी का लिया। कैथोड पर जो एण्टीमनी जमा हुआ वह देखने में पालिश किये हुये ग्रेफाइट का सा था। इसका घनत्व ५.७८ था। खुरचने पर इसमें हलका सा विस्फोट होता, और यह महीन चूर्ण बन जाता। इसमें से $SbCl_3$ का धुआँ भी निकलता। यह एण्टीमनी २००° पर उग्रता से विस्फुटित होता था। इसे पानी के भीतर सुरक्षित रक्खा जा सकता है, पर पानी को ७५° तक गरम करने पर इसका विस्फोट होता है। ऐसी धारणा है कि यह एण्टीमनी काले एण्टीमनी में एण्टीमनी क्लोराइड का ठोस विलयन है।

रासायनिक गुण—एण्टीमनी रक्तताप पर हवा में जलता है, और त्रिऑक्साइड का सफेद धूम निकलता है—



यह हैलोजनों से आसानी से संयुक्त होकर हैलाइड देता है। क्लोरीन में तो यह स्वतः जल उठता है—



हलके नाइट्रिक एसिड की तो इस पर प्रतिक्रिया होती है, पर अन्य हलके एसिडों का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता। सान्द्र हाइड्रोजेनोक्लोरिक एसिड के साथ गरम करने पर क्लोराइड और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ सल्फेट बनता है—

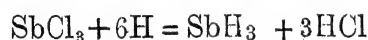


विद्युत् सारणी में एण्टीमनी, बिसमथ और हाइड्रोजेन के बीच में स्थित

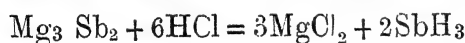
है। अतः यह अधिकांश सभी धातुओं के संपर्क से विलयन में से पृथक् किया जा सकता है।

एण्टीमनी से बने मिश्रधातु—एण्टीमनी अनेक मिश्रधातुओं में पाया जाता है। १५ भाग एण्टीमनी और ८५ भाग सीसा मिला कर हार्ड सीसा (hard lead) तैयार करते हैं, जिनकी डाटें सल्फ्यूरिक एसिड के लिये काम आती हैं। छापेखाने के साधारण टाइपों में ६० भाग सीसा, ३० भाग एण्टीमनी और १० भाग वंग होता है। लिनोटाइप की धातु में ८३.५ भाग सीसा, १३.५ भाग एण्टीमनी और ३ भाग वंग होता है। मोनोटाइप की धातु में ८० : १५ : ५ के अनुपात में ये तीनों धातुयें क्रमशः होती हैं। प्यूटर (Pewter) मिश्रधातु में ७.१ भाग एण्टीमनी, ८६.३ भाग वंग, १.८ भाग तँबा और १.८ भाग बिसमथ होता है।

एंटोमनी हाइड्राइड या स्टिबीन, SbH_3 —एंटोमनी के किसी भी लवण में यदि जस्ता और हलका सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ा जाय तो हाइड्रोजन और स्टिबीन का मिश्रण बनता है।

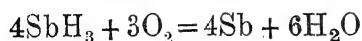


सन् १६०१ में स्टॉक (Stock) ने मेगनीशियम-एंटिमोनाइट, $Mg_3 Sb_2$, पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से भी शुद्ध स्टिबीन बनाया था—

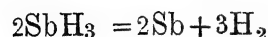


पहले प्रतिक्रिया द्वारा बनी गैस को पानी से धोया, और कैल्सियम क्लोराइड द्वारा सुखा कर द्रव हवा में ठंढा किया गया। इस प्रकार सफेद ठोस स्टिबीन बना जिसका द्रवणांक -22° है। पिघलने पर नीरंग द्रव बनता है जिसका क्वथनांक -17° है। पारे के ऊपर इस गैस को इकट्ठा कर सकते हैं। शुष्क अवस्था में यह काफी स्थाई है।

स्टिबीन गैस में तीव्रण दुर्गन्ध होती है। यह विषैला है। ऑक्सीजन या हवा के योग से इससे पानी और एंटोमनी बनता है—



यह साधारण हवा के तापक्रम पर ही (यदि हवा में नमी हो) विभक्त हो जाता है। गरम करने पर यह विस्फोट देता है—



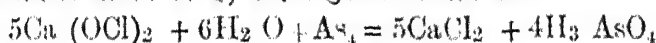
स्टिबीन में प्रबल अपचायक गुण हैं। सिलवर नाइट्रेट के योग से यह सिलवर एंटीमनाइट, Ag_3Sb , देता है*, न कि चाँदी जैसा कि आर्सीन करता है। इस बात में आर्सीन और स्टिबीन में अन्तर है।

जेट में से स्टिबीन जलाने पर श्वेत प्रकाश वाली ज्वाला उठती है। यदि चीनी मिट्टी की ठण्डी प्याली ज्वाला के ऊपर रखी जाय तो काला कलंक या धब्बा मिलता है (जैसा आर्सीन में)।

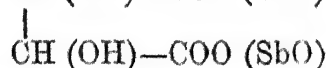
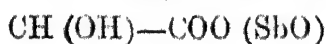
यदि खिंची हुई नली के किसी स्थान पर स्टिबीन जलाई जाय तो तत् स्थल के आगे पीछे दोनों ओर काला धब्बा बनता है। आर्सीन में धब्बा आगे की ओर बनता है। इस बात में भी दोनों में अन्तर है।

आर्सीन और स्टिबीन के धब्बों की पहचान निम्न तीन विधियों में से किसी प्रकार की जा सकती है—

(१) धब्बे को “विरंजक चूर्ण” के विलयन से तर करो। यदि धब्बा धुल जाय तो आर्सीन का है, यदि न धुले तो स्टिबीन का—



(२) धब्बे को टारटरिक ऐसिड के सान्द्र विलयन से तर करो। यदि धब्बा धुल जाय तो स्टिबीन का है, और यदि न धुले तो आर्सीन का। एंटीमनी धुल कर एंटीमोनिल टारट्रेट, $C_4H_4O_6(SbO)_2$, बनाता है।



(३) धब्बे को पीले अमोनियम सल्फाइड के साथ तर करो, और विलयन को सुखाओ। यदि पीला धब्बा शेष रहे तो आर्सीन का है, और यदि नारंगी धब्बा मिले तो स्टिबीन का। प्रतिक्रिया में As_2S_3 और Sb_2S_3 बनते हैं।

पंचम समूह के तत्त्वों के हाइड्राइड की तुलना—इन अध्यायों में हमने अमोनिया, NH_3 , फॉस्फोन, PH_3 , आर्सीन, AsH_3 , और स्टिबीन SbH_3 का उल्लेख किया। नीचे की सारणी को देखने से इनका तुलनात्मक अध्ययन हो सकता है—

* Ag_3Sb शीघ्र विभक्त होकर चाँदी, एंटीमनस ऐसिड और थोड़ा सा एंटीमनी देता है।

अमोनिया, NH_3	फॉस्फीन, PH_3	आर्सीन, AsH_3	स्टिबीन, SbH_3
<p>१. अमोनियम लवण + क्षार</p> <p>२. नाइट्राइड + पानी</p> <p>नीरंग गैस</p> <p>अमोनिया की निजी नहीं नहीं जलती (गरम प्लेटिनम पृष्ठ पर जल कर NO देती है) जलने पर कलक नहीं पड़ता</p> <p>—३३.२° —७७.०५°</p> <p>१३००°</p> <p>पानी में बहुत विलेय। विलयन क्षारीय</p> <p>अमोनियम यौगिक स्थायी</p> <p>विलेय संकीर्ण यौगिक $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{NO}_3$</p>	<p>१. $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>२. फॉस्फाइड + पानी</p> <p>नीरंग गैस</p> <p>सड़ी मछली की सी विषैली</p> <p>चटक श्वेत ज्वाला से जलकर P_2O_5 देता है</p> <p>ठंडे पृष्ठ पर सफेद P_2O_5 का कलंक जो पानी में विलेय है।</p> <p>—८५° —१३३.५°</p> <p>४४०°</p> <p>पानी में कम विलेय। शिथिल विलयन</p> <p>फॉस्फोनियम यौगिक कम स्थायी। सिलवर फॉस्फाइड</p>	<p>१. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{नवजात } \text{H}_2$</p> <p>२. यशद आर्सेनाइड + अम्ल</p> <p>नीरंग गैस</p> <p>दुर्गन्ध</p> <p>बहुत विषैली</p> <p>हलकी नीली ज्वाला से जल कर As_2O_3 देता है</p> <p>नली में तप्त भाग के आगे की ओर काला कलंक। चीनी की ठंडी प्याली का कलंक विरंजक चूर्ण में विलेय और टार-टेरिक ऐसिड में अविलेय। पीले अमोनियम सल्फाइड के साथ पीला कलंक</p> <p>—५६° —११६°</p> <p>२३०°</p> <p>नहीं धुलता</p> <p>इस प्रकार के यौगिक नहीं होते चाँदी बनती है</p>	<p>१. विक्टोराइड + नवजात H_2</p> <p>२. $\text{Mg}_3\text{Sb}_2 + \text{अम्ल}$</p> <p>नीरंग गैस</p> <p>तीक्ष्ण अग्राह्य गंध</p> <p>विषैली</p> <p>धूसर ज्वाला से जल कर Sb_2O_3 देता है।</p> <p>तप्त भाग के दोनों ओर काला कलंक। चीनी की ठंडी प्याली का कलंक विरंजक चूर्ण में अविलेय, टार-टेरिक ऐसिड में विलेय। पीले अमोनियम सल्फाइड के साथ नारंगी रंग का कलंक</p> <p>—१७° —८८°</p> <p>१५०°</p> <p>नहीं धुलता</p> <p>यौगिक नहीं होते</p> <p>Ag_3Sb का अवक्षेप पहले आता है। बाद की चाँदी बनती है</p>

एण्टीमनी ऑक्साइड—एण्टीमनी साधारणतया दो श्रेणियों के लक्षण देता है—एण्टीमनस जिसमें संयोज्यता ३ होती है, और एण्टीमनिक जिसमें संयोज्यता ५ होती हैं। परन्तु इसके तीन ऑक्साइड ज्ञात हैं—

एण्टीमनी त्रिऑक्साइड, $Sb_2 O_3$ (या $Sb_4 O_6$).

एण्टीमनी चतुःऑक्साइड, $Sb_2 O_4$ (या SbO_2)

एण्टीमनी पंचऑक्साइड, $Sb_2 O_5$.

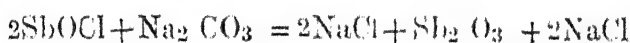
एण्टीमनी त्रिऑक्साइड, $Sb_2 O_3$ —प्राकृतिक खनिज मेनरमनाइट एण्टीमनी त्रिऑक्साइड है, और वेलेंटिनाइट भी। पहले के मणिम घनाकृतिक होते हैं और दूसरे के सम्मफलकीय। रक्त तप्त एण्टीमनी पर पानी की भाव प्रवाहित करने पर यह बनता है—



एण्टीमनी त्रिक्लोराइड का विलयन पानी के संसर्ग से पहले तो ऑक्सिक्लोराइड, $SbOCl$, का अवक्षेप देता है। इस अवक्षेप को पानी से इतना धोया जाय कि धोवन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड न निकले तो शेष जो पदार्थ बचता है, वह एण्टीमनी ऑक्साइड है—

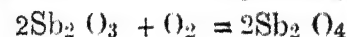


एण्टीमनी ऑक्सिक्लोराइड को सोडियम कार्बोनेट के साथ प्रतिकृत करके भी एण्टीमनी त्रिऑक्साइड बना सकते हैं—

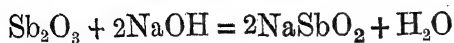


एण्टीमनी त्रिऑक्साइड सफेद ठोस पदार्थ है। गरम करने पर यह पीला पड़ जाता है (संभवतः सम्मफलकीय जाति का हो जाने के कारण)। ठंडे होने पर हलका गुलाबी मिश्रित रंग हो जाता है। यह 64.6° पर गलता है, और 146° पर वाष्पीभूत होता है। इस समय इसके वाष्पघनत्व के आधार पर इसका अणु $Sb_4 O_6$ प्रतीत होता है।

हवा में गरम करने पर यह चतुःऑक्साइड में परिणत हो जाता है—

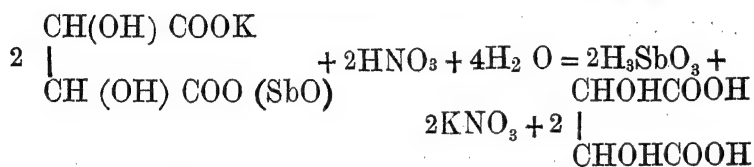


एण्टीमनी त्रिऑक्साइड पानी में कम घुलता है, पर क्षारों के विलयनों में अच्छी तरह। क्षारों के योग से जो लवण बनते हैं, उन्हें एंटीमनाइट कहते हैं। ये बहुधा काल्पनिक मेटाएंटीमनस एसिड, $HSbO_2$, के लवण हैं।



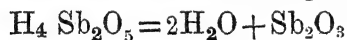
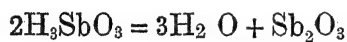
सोडियम लवण पानी में कम ही घुलता है, और इसके सुन्दर चमकते मणिभ, $\text{NaSbO}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, मिलते हैं। त्रिऑक्साइड और पोटाश के योग से बना पोटैसियम एंटीमनाइट, $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Sb}_2\text{O}_3$, पानी में आसानी से घुल जाता है।

यदि टारटार एमेटिक (पोटैसियम एंटीमनिल टारट्रेट) में हलका नाइट्रिक या हलका सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ा जाय तो जो अम्ल अवक्षिप्त होता है, उसका संगठन ऑर्थोएण्टीमनस एसिड, H_3SbO_3 , का है।

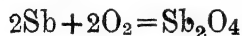
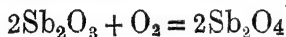


एंटीमनी त्रिसलफाइड को कास्टिक सोडा में घोल कर विलयन में तब तक ताम्र सल्फेट डालते जाते हैं पर जब तक कि सफेद अवक्षेप न आने लगे (आरंभ में पीला अवक्षेप आता है) और फिर ऐसीटिक एसिड छोड़ने पर पायरो-एण्टीमनस एसिड का श्वेत अवक्षेप आता है। यह $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_5$ है।

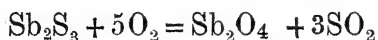
पायरो और ऑर्थो एसिड दोनों ही गरम करने पर एंटीमनी त्रिऑक्साइड देते हैं—



एण्टीमनी चतुःऑक्साइड, Sb_2O_4 —एंटीमनी या एंटीमनी त्रिऑक्साइड को हवा में $400^\circ - 465^\circ$ तक गरम करने पर यह बनता है—

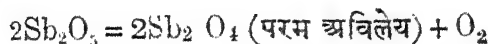


स्टिबनाइट का जारण करने पर भी अशुद्ध चतुःऑक्साइड बनता है—



यदि प्रतिक्रिया अपूर्ण रह जाय, तो जो गला हुआ द्रव्य मिलता है उसे एंटीमनी का काँच कहते हैं। यह साधारण काँच और चीनी मिट्टी के पात्रों में पीला रंग देने के काम आता है (यह स्टिबनाइट और चतुःऑक्साइड का मिश्रण है)।

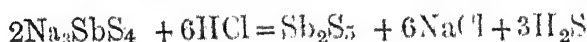
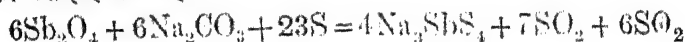
एण्टीमनी पंचौक्साइड को गरम करने पर भी चतुःआक्साइड बनता है ।



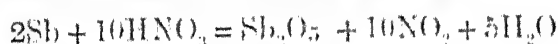
चतुःआक्साइड सफेद ठोस पदार्थ है जो रक्तताप पर भी वाष्पीभूत नहीं होता । यह सुगंध में अम्लीय है । चारों के साथ गलाये जाने पर इसके जो लवण बनते हैं, वे ट्राइपोण्टीमनियेट कहलाते हैं—



प्रयोग रसायन में सोडियम कार्बोनेट और गन्धक के साथ गला कर इसका परीक्षण करते हैं ।



एण्टीमनी पंचौक्साइड, Sb_2O_3 —एण्टीमनी को सान्द्र नाइट्रिक एसिड के साथ बार बार सुखाने पर यह पदार्थ मिलता है—



एण्टीमनी पंचक्लोराइड पर पानी के अति अविलेय की प्रतिक्रिया से भी यह बनता है—

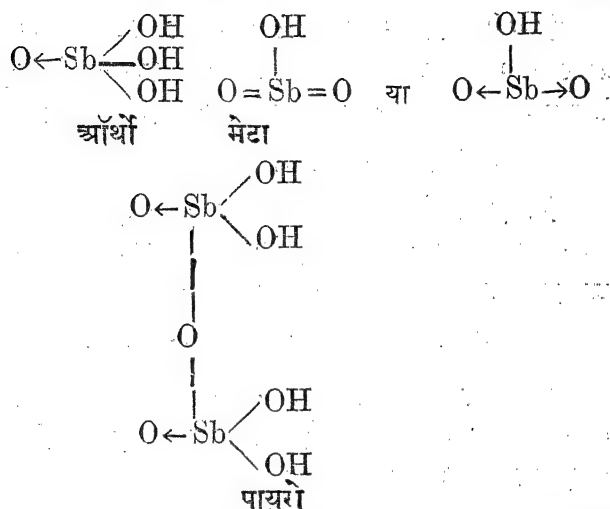


यह पीला चूर्ण है । रक्त ताप पर यह विभक्त होकर चतुःआक्साइड देता है । यह पानी में थोड़ा सा ही घुलता है, —विलयन अम्लीय होता है ।

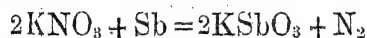
एण्टीमनियेट (या एण्टीमनेट)—पंचक्लोराइड को गरम पानी द्वारा अवक्षिप्त किया जाता है, अथवा एण्टीमनी ट्रिक्लोराइड को नाइट्रिक एसिड से प्रतिकृत करते हैं, तो जो पदार्थ शेष रहता है उसे धोने और १००° तक गरम करने पर पायरोएण्टीमनिक एसिड, $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$, बनता है । इसके लवणों को पायरोएण्टीमनियेट कहते हैं ।

इसी एसिड को यदि २००° तक गरम किया जाय तो मेटाएण्टिमनिक एसिड, HSbO_3 बनता है जिसके लवण मेटाएण्टिमनियेट कहलाते हैं ।

पोटैसियम एण्टिमनियेट को हल्के नाइट्रिक एसिड द्वारा अवक्षिप्त करने पर संभवतः आर्थो एण्टीमनियेट, H_3SbO_4 , बनता है । इसे डेसिकेटर (शोषित्र) में सल्फ्यूरिक एसिड पर सुखाते हैं ।



एंटिमनी के चूरे को पोटैसियम नाइट्रेट के साथ गलाने पर पोटैसियम मेटाएंटिमनियेट, KSbO_3 , बनता है जो ठंडे पानी में कम, पर उबलते पानी में विलेय है।



इस प्रतिक्रिया में नाइट्रोजन और इसके ऑक्साइड निकलते हैं।

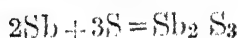
सोडियम क्लोराइड का विलयन पोटैसियम मेटाएंटिमनियेट के साथ अवक्षेप देता है क्योंकि—



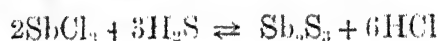
सोडियम लवण पोटैसियम लवण से कम विलेय है। यह अवक्षेप थोड़ी ही देर में मणिभीय हो जाता है जो संभवतः सोडियम ऐसिड पायरोएंटिमनियेट, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, है। यह पानी में ०.२५ % विलेय है और एलकोहल में विलकुल ही नहीं घुलता। यह सोडियम का सबसे कम विलेय लवण है। इसलिये पोटैसियम एंटिमनियेट की सहायता से सोडियम लवणों की पहिचान की जा सकती है।

पोटैसियम एंटीमनाइट को पोटैसियम परमैंगनेट द्वारा उपचित करने पर पोटैसियम ऐसिड पायरोएंटिमनियेट, $\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, बनता है। एंटीमनिक ऐसिड और अमोनिया के योग से अमोनियम मेटा-एंटिमनियेट, NH_4SbO_3 , बनता है।

एंटीमनी त्रिसलफाइड, Sb_2S_3 —स्टिबनाइट नामक खनिज जो प्रकृति में मिलता है, वह त्रिसलफाइड है। एंटीमनी के चूरे को गन्धक के साथ गलाने पर भी धूसर रंग का त्रिसलफाइड बनता है।



एंटीमनी त्रिक्लोराइड को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल कर हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर एंटीमनी त्रिसलफाइड का नारंगी रंग का अवक्षेप आता है, जो सूखने पर लाल हो जाता है।



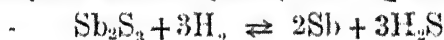
यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है क्योंकि यह अवक्षेप सान्द्र गरम हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाता है। अतः दूसरे समूह में एसिड हलका करके हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करना चाहिये।

इस नारंगी अवक्षेप को 200° तापक्रम तक कार्बन द्विऑक्साइड के वातावरण में गरम करने पर धूसर श्याम रंग का एंटीमनी त्रिसलफाइड बनता है।

लाल और धूसर-श्याम रंग के दोनों एंटीमनी सलफाइड के अतिरिक्त एक तीसरा सुर्ख एंटीमनी सलफाइड होता है जो धूसर श्याम सलफाइड को नाइट्रोजन प्रवाह में 450° तक गरम करने पर बनता है। इसकी वाष्पों को वेगपूर्वक ठंडा करना चाहिये। धूसर श्याम का घनत्व 4.65 है पर सुर्ख एंटीमनी सलफाइड का 4.24 ।

टारटार एमेटिक के विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड गैस प्रवाहित करने पर कोलायडीय एंटीमनी त्रिसलफाइड बनता है।

एंटीमनी सलफाइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम किया जाय तो सलफाइड का अपचयन होकर एंटीमनी धातु मिलती है—



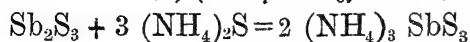
यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है।

अतिशुद्धांजी में एंटीमनी सलफाइड गन्धक और शंख के साथ मिश्रित किया जाता है। नीली आग बनाने में इससे सहायता मिलती है। इसका उपयोग दियासलाइयों में भी होता है।

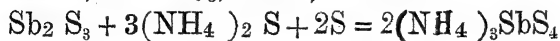
एंटीमनी सलफाइड सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाता है—



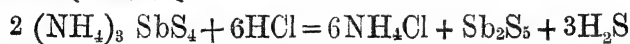
एंटीमनी सलफाइड अमोनियम सलफाइड के विलयन में विलेय है, अमोनियम थायोएंटीमनाइट, $(\text{NH}_3)_4\text{SbS}_3$, बनता है—



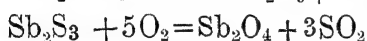
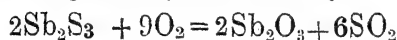
यदि पीले अमोनियम सलफाइड का उपयोग किया जाय तो अमोनियम थायोएंटीमनियेट, $(\text{NH}_4)_3, \text{SbS}_4$, बनता है—



थायोएंटीमनियेट के विलयन में हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड डालने पर एंटीमनी पंचसलफाइड, Sb_2S_5 (या चतुःसलफाइड, Sb_2S_4 , और गन्धक का मिश्रण) का अवक्षेप आता है—

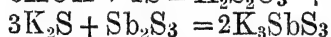


एंटीमनी त्रिसलफाइड को हवा में गरम करने पर एंटीमनी त्रिऑक्साइड और एंटीमनी चतुःऑक्साइड दोनों बनते हैं—

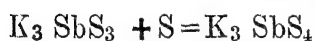


एंटीमनी पंचसलफाइड, Sb_2S_5 —एंटीमनी त्रिसलफाइड को कास्टिक पोटाश और गन्धक के साथ उबालने पर, और फिर विलयन को सलफ्यूरिक ऐसिड द्वारा अम्लीय करने पर एंटीमनी पंचसलफाइड बनता है ।

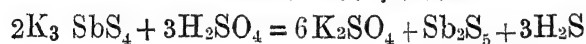
प्रतिक्रियायें इस प्रकार हैं—



पोटैसियम थायोएंटीमनाइट

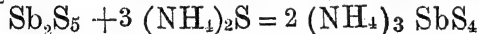
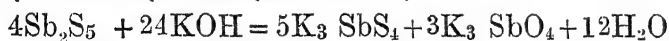


पोटैसियम थायोएंटीमनियेट

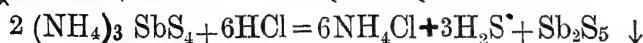


पंचसलफाइड

यह चारों में और चार-सलफाइडों में विलेय है—

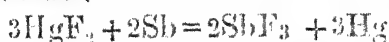


प्रतिक्रिया में थायोएंटीमनियेट बनते हैं । ये थायोएंटीमनियेट हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड से फिर विभक्त हो जाते हैं—



सोडियम थायोएंटीमनियेट का उपयोग रबर को वलकनाइज (vulcanize) करने में होता है ।

एंटीमनी फ्लोराइड, SbF_3 और SbF_5 —एंटीमनी को पारद फ्लोराइड के साथ सल्फ़ करने पर एंटीमनी त्रिक्लोराइड बनता है।



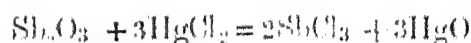
एंटीमनी त्रिऑक्साइड और हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड के योग से भी यह बनता है—



यह जल-ग्राही, वर्ण का सा रंगत ठोस पदार्थ है। इसका द्रवणांक 262° है। पानी द्वारा यह विभक्त नहीं होता।

यदि एंटीमनी पंचक्लोराइड को कुछ दिनों तक निर्वात हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड के साथ सीधे भभके में गरम किया जाय, तो एंटीमनी पंचफ्लोराइड, SbF_5 , बनता है। यह नीरंग स्निग्ध द्रव है। क्वथनांक 140° है। शुष्क पंचफ्लोराइड की काँच पर कोई प्रतिक्रिया नहीं होती।

एंटीमनी क्लोराइड, $SbCl_3$ और $SbCl_5$ —एंटीमनी त्रिऑक्साइड को मरक्यूरिक क्लोराइड के साथ सल्फ़ करने पर एंटीमनी त्रिक्लोराइड, $SbCl_3$, बनता है।



एंटीमनी त्रिक्लोराइड को हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड में घोलने पर भी त्रिक्लोराइड बनता है जैसा ऊपर कहा जा चुका है। थोड़ा सा नाइट्रिक ऐसिड डाल देने पर प्रतिक्रिया वेग से होती है। क्लोरीन और एंटीमनी अथवा क्लोरीन और एंटीमनी ऑक्साइड, Sb_2O_3 , के योग से भी यह बनता है।

यह सफ़ेद ठोस जल-ग्राही पदार्थ है। यदि शुद्ध न हो तो मक्खन सा दिखता है; इसीलिये इसे “एंटीमनी का मक्खन” भी कहते हैं। शुद्ध त्रिक्लोराइड 73° पर द्रवीभूत होता है और 223° पर उबलता है। पानी के योग से एंटीमनी ऑक्सीक्लोराइड, $SbOCl$, का सफ़ेद अवक्षेप देता है।

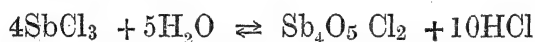


पिघले हुये एंटीमनी पंचक्लोराइड में क्लोरीन प्रवाहित करने पर एंटीमनी त्रिक्लोराइड, $SbCl_3$, बनता है। एंटीमनी को क्लोरीन में जलाने पर भी यह बनता है। यह पीले रंग का धूमवान द्रव है जो 140° पर उबलता है और जिसका हिमांक 236° है। गरम जल के योग से उद्विग्न होकर यह एंटीमनिक ऐसिड देता है। कार्यात्मिक यौगिकों के क्लोरीनिकरण में इसका उपयोग होता है।

एंटीमनी ऑक्सिक्लोराइड, $SbOCl$ —इसका नाम “एलगारोथ (Algaroth) का चूर्ण” भी है। सत्रहवीं शताब्दी में एक व्यक्ति विटोरियो एलगारोथो ने इस पदार्थ का ओषधि-महत्त्व जाना था, अतः उसी के नाम पर इस चूर्ण का नाम पड़ा है। एंटीमनी त्रिक्लोराइड में इतना पानी छोड़ो कि पानी दूधिया हो जाय। अब इसमें ७ गुना पानी और मिला दो। ऐसा करने पर ऑक्सिक्लोराइड का अवक्षेप आवेगा।



यह सफेद चूर्ण है जो हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय है। यदि ऑक्सिक्लोराइड में और अधिक पानी छोड़ें तो एक दूसरा ऑक्सिक्लोराइड, $Sb_4O_5 Cl_2$, बनता है—



और भी अधिक पानी छोड़ने पर अन्त में त्रिऑक्साइड मिलेगा।

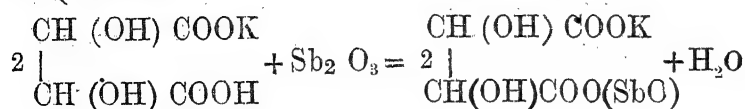
एंटीमनी त्रिब्रोमाइड, $SbBr_3$ —ब्रोमीन और एंटीमनी चूर्ण के योग होने पर गरमी और रोशनी दोनों निकलती हैं, और एंटीमनी त्रिब्रोमाइड बनता है। इसका ऊर्ध्वपात किया जा सकता है। इसके मणिम नीरंग और जलग्राही होते हैं। पानी के योग से यह एंटीमनी ऑक्सिब्रोमाइड, $SbOBr$, देता है—



एंटीमनी त्रिआयोडाइड, SbI_3 —एंटीमनी और आयोडीन के योग से उग्र विस्फोटक प्रतिक्रिया होती है, और त्रिआयोडाइड के लाल रवे मिलते हैं। पानी के योग से यह ऑक्सिआयोडाइड, $SbOI$, देता है।

एंटीमनी सल्फेट, $Sb_2(SO_4)_3$ —एंटीमनी धातु या एंटीमनी त्रिऑक्साइड का सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर श्वेत चूर्ण एंटीमनी सल्फेट का मिलता है। इसमें कुछ भास्मिक सल्फेट भी मिला रहता है। यह चार सल्फेटों के साथ द्विगुण लवण भी बनाता है।

टारटार एमेटिक, पोटैशियम एंटीमनिल टारट्रेट, $2K(SbO) \cdot C_4H_4O_6 \cdot H_2O$ —एंटीमनी ऑक्साइड, पानी, और पोटैशियम हाइड्रोजन टारट्रेट (क्रीम ऑफ टारटार) को साथ साथ उबालने पर यह बनता है।



इसमें जो SbO मूल है उसे "एंटीमनिल" (antimonyl) मूल कहते हैं जिसकी संयोज्यता १ है। टारटार एमेटिक का उपयोग वमन कराने में औषधियों में होता है। वर्णबन्धक (mordant) के रूप में भी यह काम आता है।

बिसमथ, Bi

[Bismuth]

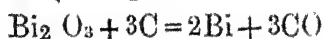
बिसमथ धातु का थोड़ा बहुत परिज्ञान चौदहवीं शताब्दी में भी था पर इसका विशद अध्ययन १८ वीं शताब्दी में ही किया जा सका।

कभी कभी कुछ अयस्कों में बिसमथ मुक्त रूप में भी पाया जाता है, पर इसका मुख्य अयस्क बिसमथ ओक्रे (bismuth ochre), Bi_2O_3 , और बिसमथिनाइट (bismuthinite), Bi_2S_3 , है। कुछ अयस्कों में यह सीसा, कोबल्ट, ताँबा या टेल्यूरियम के साथ संयुक्त भी पाया जाता है। बिसमटाइट, (bismuthite), $(\text{BiO})_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, से भी बहुधा बिसमथ धातु तैयार करते हैं। टेट्राडाइमाइट (tetradymite), $\text{Bi}_2(\text{Te, S})_3$, में टेल्यूरियम और बिसमथ का योग है।

बर्मा के टेनासेरिन प्रान्त में थोड़ा सा मुक्त बिसमथ, और बिसमथिनाइट भी पाया जाता है। टेवाय, मरगुई और एम्हर्स्ट इसके उल्लेखनीय केन्द्र हैं। टिन और टंगस्टन निकालने के बाद गौण रूप से यह बच रहता है। टेवाय प्रांत से सन् १९३७ में २४६ पाँड बिसमथ प्राप्त किया गया था।

धातुकर्म—(१) अयस्कों से मुक्त बिसमथ बहुधा द्रावण विधि (liquidation process) द्वारा तैयार किया जाता है। जिस शिला भाग में बिसमथ होता है उसे लोहे की ढालू रखी हुई नलियों में गरम करते हैं। बिसमथ का द्रवणांक २७१° है, अतः शीघ्र गल कर यह ढाल पर से नीचे बह आता है। यहाँ यह ठंडा कर लिया जाता है।

(२) यदि बिसमथ ओक्रे (Bi_2O_3) का प्रयोग करना हो तो अयस्क को मूषा में या क्षेपक भट्टी में कार्बन के साथ अपचित करते हैं—

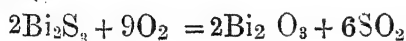


इस प्रकार अशुद्ध बिसमथ मिल जाता है। इसे फिर नाइट्रिक एसिड में घोल कर हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ वाष्पीभूत करते हैं। विलयन में अब एलकोहल छोड़ते हैं। ऐसा करने पर अधिकांश बिसमथ क्लोराइड बन

कर अवक्षिप्त हो जाता है। निःस्यन्द (filtrate) में जो बिसमथ क्लोराइड चला जाय उसे बहुत से पानी और अमोनिया के योग से ऑक्सिक्लोराइड बना कर अवक्षिप्त कर लेते हैं।

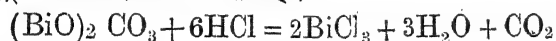
बिसमथ क्लोराइड और ऑक्सिक्लोराइड के अवक्षेप को पोटैशियम सायनाइड के साथ गलाते हैं। ऐसा करने पर अपचयन होता है और शुद्ध बिसमथ मिलता है।

(३) यदि बिसमथिनाइट अथस्क का प्रयोग किया जाय, तो पहले इसका जारण करते हैं—

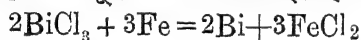


इसमें अब लोहा, कोयला और कोई द्रावक (flux) मिलाते हैं। ऐसा करने पर अपचयन द्वारा प्राप्त बिसमथ धातु तो नीचे बह आती है। निकेल-कोबल्ट आर्सेनाइड ऊपर रह जाते हैं।

(४) यदि बिसमथाइट खनिज, $(\text{BiO})_2\text{CO}_3$, का प्रयोग किया जाय तो इसे हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलते हैं।



इस विलयन में अब लोहे का छीजन छोड़ते हैं। ऐसा करने पर बिसमथ धातु काले चूर्ण के रूप में अवक्षिप्त हो जाती है—



इस प्रकार प्राप्त बिसमथ का फिर शोधन कर लिया जाता है, जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है।

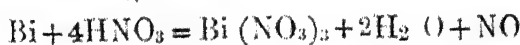
• बिसमथ के गुण—यह धूसर-श्वेत रंग की धातु है। इसमें हलकी सी लाली भी होती है। यह बहुत शीघ्र रवों के रूप में प्राप्त होती है। मणिभ बनाने की विधि वही है जो एकानताज्ञ गन्धक के मणिभों की। यह बहुत ही शीघ्र गलने वाली धातुओं में से एक है। इसका द्रवणांक २६४° और क्वथनांक १४२०° के लगभग है।

बिसमथ धातु भंगुर और बहुत कम तनाव सहने वाली है। इसका घनत्व काफी ऊँचा (६.८) है। इसकी सबसे अधिक विशेषता प्रतिचुम्बकत्व (diamagnetic) में है, अर्थात् चुंबक पास लाने पर खिंचती नहीं बल्कि दूर हट जाती है।

साधारण तापक्रम पर हवा का बिसमथ पर प्रभाव नहीं पड़ता, पर गरम करने पर यह हवा में जलता है, और पीला धुआँ Bi_2O_3 का बनता है।

यह धातु क्लोरीन में भी जलती है, और बिसमथ का क्लोराइड, BiCl_3 , बनता है। इसी प्रकार अन्य हैलोजनों के योग से अन्य हैलाइड, BiBr_3 , BiF_3 , आदि बनते हैं। गन्धक के साथ गलाने पर यह बिसमथ सल्फाइड देती है।

साधारण हलके अम्लों का बिसमथ पर प्रभाव नहीं पड़ता। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड से भी प्रतिक्रिया नहीं होती। पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से बिसमथ नाइट्रेट बनता है—



इसी प्रकार सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ बिसमथ सल्फेट, $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$, बनता है और सल्फर डाइऑक्साइड गैस निकलती है।

शीघ्र गलनशील मिश्रधातुओं बिसमथ के योग से बनायी जाती हैं। जैसे वुड-धातु (Wood metal) में ४ भाग बिसमथ, २ भाग सीसा, १ भाग वंग, और १ भाग कैडमियम है। यह मिश्रधातु ६५° पर ही गल जाती है। बिसमथ, वंग और सीसे में बनी मिश्रधातु टांका लगाने (सोल्डर) के काम आती है।

बिसमथ हाइड्राइड, BiH_3 — यह अत्यधिक अस्थायी गैस है। मेगनीशियम और बिसमथ से बनी मिश्रधातु पर एसिडों की प्रतिक्रिया करने पर यह बनती है। यदि इस मिश्रधातु को मार्श-परीक्षण वाले उत्करण में रख कर एसिडों से प्रतिकृत करें और नली की किसी स्थल पर गरम करें, तो बिसमथ का काला बलय नली में बन जायगा जिसका अभिप्राय यह है कि आर्सेन या स्टिबीन के समान कोई हाइड्राइड बिसमथ का भी बना है। बिसमथ के रेडियमधर्मा समस्थानिकों (Th-C या Ra-C) को मेगनीशियम से मिश्रित करके एसिडों के योग से जो गैस निकली वह रेडियमधर्मा थी, अर्थात् इस गैस में बिसमथ था। इस प्रकार बिसमथ हाइड्राइड बनने की संभावना निश्चित है। यह स्पष्टतः बड़ी स्थायी गैस है।

बिसमथ ऑक्साइड—बिसमथ के चार ऑक्साइड पाये जाते हैं—

बिसमथ एक्वाइड, BiO अथवा Bi_2O_2 (द्विऑक्साइड)

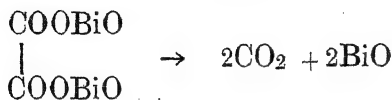
बिसमथ त्रिऑक्साइड, Bi_2O_3

बिसमथ चतुःऑक्साइड, Bi_2O_4 या BiO_2

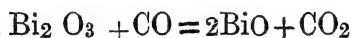
बिसमथ पंचौक्साइड, Bi_2O_5

इनमें से $\text{Bi}_2 \text{O}_3$ भास्मिक है, BiO कम भास्मिक और शेष दोनों अम्ल हैं।

बिसमथ एक्वाक्साइड, BiO या $\text{Bi}_2 \text{O}_2$ —बिसमथ भास्मिक ऑक्जि-लेट को गरम करने पर यह बनता है—



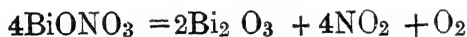
बिसमथ त्रिआक्साइड और कार्बन एक्वाक्साइड के योग से भी यह यह बनता है—



बिसमथ त्रिआक्साइड को काँस्टिक सोडा के विलयन में छितरा कर स्टैनस क्लोराइड का क्षारीय विलयन डालने पर जो काला चूर्ण मिलता है वह इसी BiO का संभवतः है। (बिसमथ का परीक्षण इस आधार पर करते हैं।)

बिसमथ एक्वाक्साइड को बिसमथ और बिसमथ त्रिआक्साइड का मिश्रण माना जा सकता है। यह गरम करने पर त्रिआक्साइड में परिणत हो जाता ।

बिसमथ त्रिआक्साइड, $\text{Bi}_2 \text{O}_3$ —यह बिसमथ ओकर (ocore) के रूप में अयस्कों में पाया जाता है। बिसमथ हाइड्रॉक्साइड, $\text{BiO} (\text{OH})$ या बिसमथ नाइट्रेट को गरम करने पर भी मिलता है—

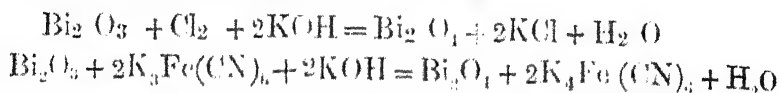


बिसमथ धातु को हवा में जलाने पर भी यह मिलता है। यह पीत-श्वेत चूर्ण है जो 220° पर गलता है। यह कार्बन या हाइड्रोजन के योग से शीघ्र अपचित होकर बिसमथ धातु देता है।

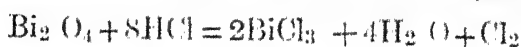
बिसमथ त्रिआक्साइड के पीत-श्वेत चूर्ण को यदि 700° तक गरम किया जाय तो हरित-पीत रंग का दूसरे रूपान्तर का त्रिआक्साइड मिलता है। मूषा में साधारण त्रिआक्साइड को गला कर ठंडा करने से पीले रंग की सुइयों ऐसे मणिम मिलते हैं। यह त्रिआक्साइड का तीसरा रूपान्तर है।

अन्य ऑक्साइड (जैसे $\text{Cr}_2 \text{O}_3$ आदि) के साथ मिला कर बिसमथ ऑक्साइड का उपयोग काँच को रंगने में होता है।

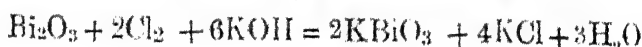
विसमथ चतुःआक्साइड विसमथ त्रिआक्साइड को कास्टिक सोडा के विलयन में छितरा कर यदि क्लोरीन या ऐसे ही किसी दूसरे उपचायक गम का योग किया जाय तो चतुःआक्साइड बनता है—



यह भूरे रंग का चूर्ण है। गरम करने पर यह आक्सीजन दे देता है। हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग में विसमथ त्रिक्लोराइड और क्लोरीन देता है—



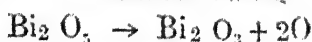
विसमथ पंचौक्साइड, Bi_2O_5 —यदि विसमथ त्रिआक्साइड को उबलते कास्टिक पोटैश में छितरा कर देर तक क्लोरीन के प्रवाह में रक्खा जाय तो पोटैसियम विसमथेट, KBiO_3 , का लाल अवक्षेप आवेगा—



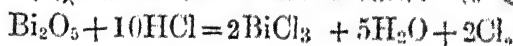
इस अवक्षेप को यदि दलके नाइट्रिक एसिड द्वारा प्रतिकृत करें तो गेटाविसमथिक एसिड, HBiO_3 , बनता है जिसे गरम करने पर भूरा चूर्ण प्राप्त होता है, जो विसमथ पंचौक्साइड का है—



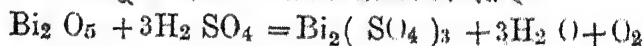
विसमथेट प्रबल उपचायक पदार्थ है—



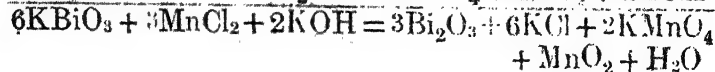
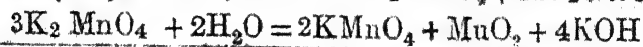
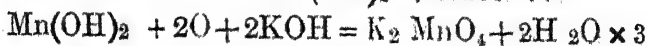
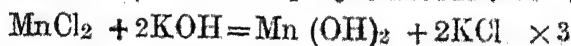
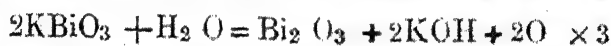
ये सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से क्लोरीन देते हैं—



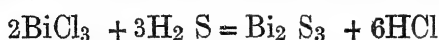
और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के योग से आक्सीजन देते हैं—



मैंगनीज लवण पोटैसियम विसमथेट के साथ गरम किये जाने पर मैंगनेट बन जाते हैं। मैंगनीज का इस विधि से अनुमापन हो सकता है—

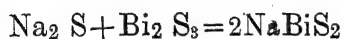


बिसमथ सल्फाइड, $\text{Bi}_2 \text{S}_3$ —बिसमथिनाइट (या बिसमथ ग्लांस) अत्यन्त बिसमथ सल्फाइड है। बिसमथ लवण के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर बिसमथ सल्फाइड का काला अवक्षेप आता है। इसके लक्षण आर्सेनिक या एण्टीमनी सल्फाइड के समान आम्ल नहीं हैं अतः यह अमोनियम सल्फाइड या कार्बिक सोडा के विलयन में नहीं घुलता।

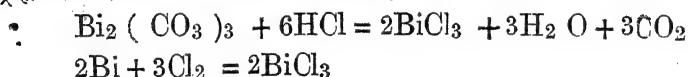


बिसमथ सल्फाइड का अवक्षेप गरम हल्के नाइट्रिक एसिड में विलेय है। यह सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में कुछ घुलता है।

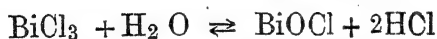
सान्द्र पोटैसियम सल्फाइड विलयन, K_2S , में घुल कर पोटैसियम थायोबिसमथाइट, KBiS_2 , बनता है। सोडियम सल्फाइड और बिसमथ सल्फाइड को साथ साथ गलाने पर भी सोडियम थायोबिसमथाइट, NaBiS_2 , बनता है।



बिसमथ क्लोराइड, BiCl_3 —बिसमथ के ऊपर अच्छी तरह क्लोरीन प्रवाहित करने पर बिसमथ क्लोराइड बनता है। बिसमथ कार्बोनेट और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से भी बनता है।

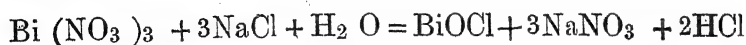


बिसमथ क्लोराइड नरम, श्वेत खेदार पदार्थ है जिसका द्रवणांक 220° और क्वथनांक 425° है। अधिक पानी के योग से यह उदविच्छेदित होकर बिसमथ ऑक्सिक्लोराइड का हल्का सफेद अवक्षेप देता है—



यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है।

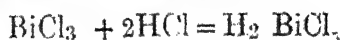
बिसमथ नाइट्रेट और नमक के विलयन से भी बिसमथ ऑक्सिक्लोराइड बनता है—



ऑक्सिक्लोराइड धूप के संपर्क में धूसर रंग का हो जाता है।

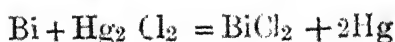
बिसमथ को अम्लराज में घोलने पर विलयन में से $\text{BiCl}_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}$ के खे प्राप्त होते हैं।

यदि बिसमथ क्लोराइड को गरम सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोला जाय, और विलयन को ठंढा किया जाय तो इसमें से क्लोरोबिसमथस ऐसिड, $H_2 BiCl_5$, के खे मिलेंगे—

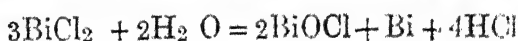


इसी प्रकार $HBiCl_4$, $HBi_2 Cl_7$ आदि द्विगुण या संकीर्ण यौगिक भी बनाये गये हैं।

बिसमथ द्विक्लोराइड, $BiCl_2$ —यह BiO ऑक्साइड का लवण है। साधारण बिसमथ क्लोराइड को बिसमथ के साथ गरम करने पर बनता है। बिसमथ और कैलौमल के योग से भी 250° पर बनता है।



यह काला पदार्थ है जो पानी के योग से विभक्त हो जाता है।



बिसमथ त्रिब्रोमाइड, $BiBr_3$ —यह ब्रोमीन और बिसमथ के योग से बनता है—



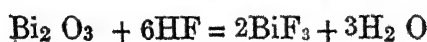
यह सुनहले रंग का होता है। पानी के योग से यह भी ऑक्सिब्रोमाइड, $BiOBr$, देता है।

बिसमथ त्रिआयोडाइड, BiI_3 —यदि स्टेनस क्लोराइड के विलयन में आयोडीन घोला जाय और विलयन को हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड से संतृप्त कर लिया जाय, और फिर बिसमथ ऑक्साइड इस विलयन में मिलाया जाय तो बिसमथ त्रिआयोडाइड का काला चूर्ण मिलता है। यह पानी के योग से धीरे-धीरे विभक्त होकर ऑक्सिआयोडाइड, $BiOI$, देता है।

बिसमथ आयोडाइड हाइड्रोआयोडिक ऐसिड में घुल कर आयोडो-बिसमथस ऐसिड, $HBiI_4 \cdot 4H_2 O$, देता है। इसी प्रकार चार आयोडाइड के विलयन में घुल कर लाल मणिभीय पदार्थ, $KBiI_4$, देता है।

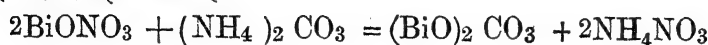


बिसमथ फ्लोराइड, BiF_3 —बिसमथ ऑक्साइड, $Bi_2 O_3$, क हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोलने पर बनता है—



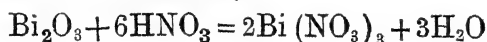
यदि ऑक्साइड बहुत लिया जायगा, तो केबल ऑक्सिप्लोराइड, BiOF , बनेगा। बिसमथ प्लोराइड श्वेत चूर्ण है।

बिसमथ कार्बोनेट, $(\text{BiO})_2 \text{CO}_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}$ —(सब-कार्बोनेट या बिसमथिल कार्बोनेट)—पंचम समूह के इस वर्ग के तत्वों का यह अकेला कार्बोनेट ज्ञात है। बिसमथ नाइट्रेट और अमोनियम कार्बोनेट के योग से इसका अवक्षेप आता है—

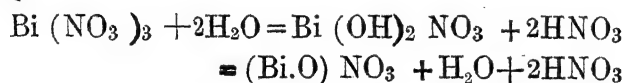


१००° तक गरम करने पर इसका पानी अलग हो जाता है।

बिसमथ नाइट्रेट, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2 \text{O}$ —यह बिसमथ और गरम २०% नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से अथवा बिसमथ ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के योग से बनता है।

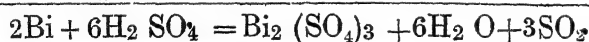
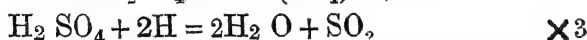


पानी के योग से बिसमथ नाइट्रेट भास्मिक नाइट्रेट या “सबनाइट्रेट” बन जाता है—



इसे यदि पानी से बराबर धोवें, तो अन्त में बिसमथ हाइड्रॉक्साइड, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, रह जायगा। एक समय था, जब कि बिसमथ नाइट्रेट का उपयोग मुँह पर लगाये जाने वाले पाउडरों में किया जाता था।

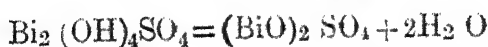
• बिसमथ सल्फेट, $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ —यह बिसमथ और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड को साथ साथ गरम करने पर बनता है—



यह सल्फेट पानी के योग से भास्मिक सल्फेट, $\text{Bi}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4$, देता है, जो अविलेय है—



यह गरम किये जाने पर बिसमथिल सल्फेट, $(\text{BiO})_2 \text{SO}_4$, में परिणत हो जाता है—



बिसमथ सल्फेट पोटैसियम सल्फेट के साथ एक द्विगुण लवण $\text{BiK} (\text{SO}_4)_2$ बनता है—



सोडियम बिसमथ थायोसल्फेट, $\text{Na}_3 \text{Bi} (\text{S}_2 \text{O}_3)_3$ —यदि बिसमथ लवण के विलयन में लाइपो का विलयन छोड़ा जाय, तो जो स्वच्छ विलयन बनता है, वह आयोडीन के साथ प्रतिक्रिया नहीं देता। यह सोडियम बिसमथ थायोसल्फेट है।

पोटैसियम लवण और एल्कोहल के योग से पीला अविलेय अवक्षेप, $2\text{K}_3 \text{Bi} (\text{S}_2 \text{O}_3)_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}$, का आता है।

बिसमथ फॉस्फेट, BiPO_4 —यह बिसमथ लवण और सोडियम फॉस्फेट के योग से बनता है—



बिसमथ ऑक्साइड $\text{Bi}_2 \text{O}_3$, और फॉस्फोरस पेंथोक्साइड को साथ गलाने पर कौंच का सा बिसमथ मेटाफॉस्फेट, $\text{Bi} (\text{PO}_3)_3$, बनता है।

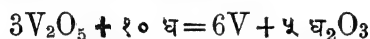
वेनेडियम, V

[Vanadium]

सन् १८०१ में मेक्सिको के स्वनिर्घोषिता डेल रियो (Del Rio) ने सीसे के अयस्क में एक तत्व का पता लगाया जिसके लवण ऐसिडों के साथ गरम किये जाने पर लाल पड़ जाते थे। इसका नाम उसने इरिथ्रोनियम रक्खा। सन् १८३० में स्वेडन के लोह अयस्क में सेफस्ट्रोम (Sefstrom) को एक नयी धातु मिली जिसका नाम उसने वेनेडिस देवता के नाम पर वेनेडियम रक्खा। बाद को पता चला कि इरिथ्रोनियम और वेनेडियम दोनों एक ही तत्व हैं। रॉस्को (Roscoe) ने सिद्ध किया कि यह तत्व नाट्रोवन-फॉस्फोरस समूह का है। इसके क्लोराइड, VOCl_3 , में उन्मा प्रकार ऑक्सीजन है जैसा कि POCl_3 में।

प्रकृति में वेनेडियम बहुधा वैनैडेट के रूप में पाया जाता है जैसे वैनैडिनाइट अयस्क (vanadinite), $3\text{Pb}_3 (\text{VO}_4)_2 \cdot \text{PbCl}_2$; कार्नोटाइट (carnotite), $\text{K}_2 \text{O} \cdot 2\text{H}_2 \text{O}_3 \cdot \text{V}_2 \text{O}_5 \cdot 3\text{H}_2 \text{O}$ । वेनेडियम के लिये संसार का सबसे मुख्य केन्द्र पेरू में है।

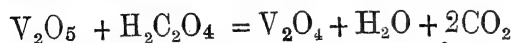
धातुकर्म—कार्बोनाइट को सोडियम कार्बोनेट से गलाते हैं। इस प्रकार सोडियम यूरेनिल कार्बोनेट और सोडियम वेनेडेट बन जाते हैं जो विलेय हैं। विलयन को गरम करने पर यूरेनिल लवण अवक्षिप्त हो जाता है। निःस्यन्द में सोडियम वेनेडेट रहता है। सोडियम वेनेडेट में सान्द्र ऐसिड डालने पर वेनेडियम पंचौक्साइड, V_2O_5 , का लाल अवक्षेप आता है। यह पंचौक्साइड मिश्र-मेटेल (“धातु मिश्र” जो सीरियम, लैन्थेनम, प्रेसिओडीमियम आदि धातुओं का मिश्रण होता है) के साथ ऐल्यूमिनो-तापन विधि द्वारा तपाये जाने पर वेनेडियम धातु देता है—



धातु के गुण—यह धूसर-श्वेत रंग की बहुत कठोर धातु है। इसकी कठोरता कार्बन आदि अशुद्धियों की मात्रा पर निर्भर है। वेनेडियम बिजली का अच्छा चालक है। ऑक्सीजन में यह चमक के साथ जलता है। हवा में गरम किये जाने पर यह रङ्ग बदलता रहता है क्योंकि क्रमशः कई ऑक्साइड, V_2O (भूरा), V_2O_2 (धूसर), V_2O_3 (काला), V_2O_4 (नीला) और अन्त में V_2O_5 (नारङ्गी-लाल) बनते हैं। क्लोरीन में जलकर यह $VOCl_4$ देता है। ऊँचे तापक्रमों पर नाइट्रोजन के साथ नाइट्राइड VN , और कार्बन के साथ VC भी देता है।

वेनेडियम हाइड्रोक्लोरिक या हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड में नहीं घुलता, पर नाइट्रिक ऐसिड, हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड में विलेय है। क्षारों के साथ गलाये जाने पर वेनेडेट देता है।

यौगिक—वेनेडियम धातु और अधातु दोनों की तरह व्यवहार करता है। इसकी कई संयोज्यताये हैं, और अनेक तरह के संकीर्ण यौगिक भी बनाता है। इसके कई ऑक्साइडों का उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। ऊँचे ऑक्साइड पोटैसियम के योग से V_2O_5 देते हैं। पंचौक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर त्रिऑक्साइड V_2O_3 बनता है। पंचौक्साइड को ऑक्जेलिक ऐसिड या गन्धक द्विऑक्साइड के साथ गरम करने पर वेनेडियम चतुःऑक्साइड, V_2O_4 , बनता है—



यह ऑक्साइड क्षारों के योग से हाइपोवेनेडेट, $Na_2V_4O_9$, देता है, और ऐसिडों के योग से वेनेडिल लवण जैसे $VOCl_2$ भी देता है।

वेनेडियम यौगिकों का अन्तिम उपचिह्न पदार्थ V_2O_5 है। वेनेडेट- (जैसे अमोनियम मेटावेनेडेट, NH_4VO_3 , में सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने पर जो लाल अवक्षेप आता है, वह इस पंचौक्साइड, V_2O_5 , का ही है। यह श्लैष या कोलायडीय विलयन भी देता है। यह पंचौक्साइड सारों के योग से वेनेडेट देता है, जो आर्थो (Na_3VO_4); मेटा ($NaVO_3$) और पायरो ($Na_4V_2O_7$), तीनों प्रकार के होते हैं।

वेनेडियम को वलारीन में गरम करने पर वेनेडियम चतुःक्लोराइड, VCl_4 , बनता है। यह भूरा सा द्रव है जिसका वयथनांक 148° है। गरम करने पर यह त्रिक्लोराइड, VCl_3 , देता है। त्रिक्लोराइड और द्विक्लोराइड, VCl_2 , दोनों अवक्षायक पदार्थ हैं। पंचक्लोराइड तो नहीं बनता पर वेनेडिल वलाराइड, $VOCl_3$, वलारीन और त्रिआक्साइड, V_2O_5 , के योग से बनता है। इस पीले द्रव का वयथनांक 126° है। कई वेनेडियम सल्फेट जैसे VSO_4 , $V_2(SO_4)_3$ और $VOSO_4$ ज्ञात हैं।

कोलम्बियम, Cb या नायोवियम, Nb

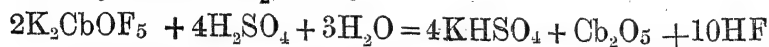
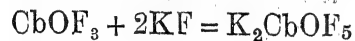
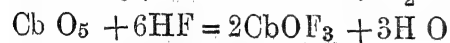
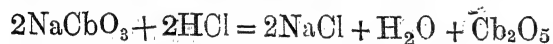
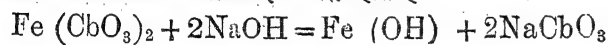
[Columbium or Niobium]

सन् १८०१ में हैचेट (Hatchett) ने कोलम्बाइट अयस्क में से एक धातु निकाली जिसका नाम उसने कोलम्बियम रखा। १८४४ में रोज (Roze) ने देखा कि कुछ कोलम्बाइटों में से दो विभिन्न एसिड मिलते हैं। एक एसिड तो वह है जिसके तत्त्व का अन्वेषण १८०२ में एकेबर्ग (Ekeberg) ने स्वेडन में किया था और टेटेलम नाम दिया था। क्योंकि टेटेलस देवता की लड़की का नाम नायोब (Niobe) था, इसलिये रोज ने एक एसिड को टेटेलिक एसिड और दूसरे को नायोबिक एसिड नाम दिया। कोलम्बियम और नायोवियम एक ही तत्व के दो नाम हैं। यूरोप में नायोवियम नाम का प्रचार है, और अमरीका में कोलम्बियम का।

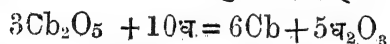
धातुकर्म—कोलम्बियम और टेटेलम दोनों बहुधा साथ साथ पाये जाते हैं। कोलम्बाइट (columbite) और टेंटालाइट (tantalite) दोनों $Fe(CbO_3)_2$ और $Fe(TaO_3)_2$ के मिश्रण हैं। पहले में ८३% कोलम्बियम आक्साइड, Cb_2O_5 , होता है और दूसरे में ८६% Ta_2O_5 होता है। अयस्क में से टेटेलम और कोलम्बियम दोनों को साथ साथ प्राप्त करते

हैं। मिश्रित अयस्क को पहले कार्बिक सोडा के साथ गला कर सोडियम टेट्रेलेट और सोडियम कोलम्बेट बनाते हैं। ये ऐसिड के योग से फिर Cb_2O_5 और Ta_2O_5 का मिश्रण देते हैं। इन्हें फिर हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड में घोलते हैं, और विलयन में पोटैसियम फ्लोराइड डालते हैं। ऐसा करने पर K_2TaF_7 और K_2CbOF_5 मिलते हैं। पहले का नाम पोटैसियम फ्लोटेट है जो ठंडे पानी में १/१५० भाग विलेय है, और दूसरे का नाम पोटैसियम कोलम्बियम ऑक्सीफ्लोराइड है जो १/१२ भाग विलेय है। इस प्रकार आंशिक मणिभीकरण द्वारा दोनों को अलग-अलग कर लेते हैं।

इन्हें फिर सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड से गरम करने पर टेट्रेलम पंचौक्साइड और कोलम्बियम पंचौक्साइड प्राप्त होते हैं।



कोलम्बियम पंचौक्साइड को ऐल्यूमिनो-तापन विधि से मिश्र-मेटल के साथ गरम करके कोलम्बियम धातु मिलती है—



धातु के गुण—यह श्वेत धातु है। लोहे की तरह कठोर है, पर जल्दी गल जाती है। यह धनवर्धनीय और तन्य है। गरम करने पर हवा में यह ऑक्साइड बनती है। 800° के निकट के तापक्रम पर यह जलकर Cb_2O_5 बनाती है। रक्तताप पर यह पानी को भी विभक्त कर देती है। अमोनिया को भी रक्तताप पर विभक्त करके नाइट्राइड, Cb_2N_5 , देती है। 2000° पर क्लोरिन के योग से CbCl_5 बनता है; और अधिक ऊँचे तापक्रम पर ब्रोमीन के साथ CbBr_5 बनता है। 1300° पर आयोडीन के साथ CbI_5 , Cb_2I_5 या Cb_6I_{14} बनते हैं। अशुद्ध धातु ही ऐसिडों के साथ प्रतिक्रिया करती है। यह हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड में धीरे धीरे घुलती है।

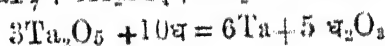
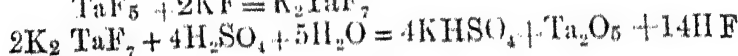
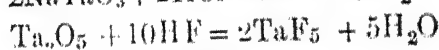
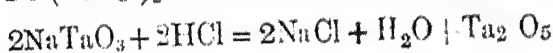
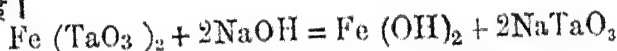
भौतिक—पंचौक्साइड, Cb_2O_5 , का उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। यह इसका परम स्थायी ऑक्साइड है। यह अगलनीय श्वेत चूर्ण है। चारों के साथ गलाने पर यह कोलम्बेट देता है जो आर्थो, पायरो और मेटा (K_3CbO_4 , $\text{K}_4\text{Cb}_2\text{O}_7$ और KCbO_3) तीनों पाये गये हैं। पंचौक्साइड

को हाइड्रोजन प्रवाह में 2500° तक गरम करने पर CbO बनता है। Cb_2O_5 को मैगनीशियम चूर्ण के साथ 1500° पर अभचयन करने पर Cb_2O_3 बनता है। गन्धक के योग से कोलम्बियम धातु सल्फाइ, CbS , Cb_2S_3 और CbOS_3 भी देती है। इसका कार्बाइड, CbC , भी ज्ञात है जिसका द्रवणांक 3500° है।

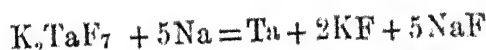
टैंटेलम, Ta

[Tantalum]

इसका इतिहास तो कोलम्बियम के साथ दिया जा चुका है। इसका अयस्क टैंटेनइट फेस टैंटेनेट, $\text{Fe}(\text{TaO}_3)_2$, है। अयस्क में से इसे पृथक् करने की विधि कोलम्बियम के साथ दी जा चुकी है। प्रतिक्रियाएँ निम्न प्रकार हैं।

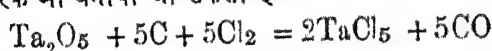


अथवा

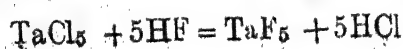


धातु के गुण—यह श्वेत-धूसर रङ्ग की धातु है जो बहुत ही कठोर है विजली के बल्बों में पहले इसके तार का उपयोग भी होता था क्योंकि इसका द्रवणांक बहुत ऊँचा (2600° के निकट) है। यह 600° पर ऑक्सीजन में जल कर पंच ऑक्साइड, TaO_5 , देता है जो श्वेत अगलनीय चूर्ण है। यह ऑक्साइड हाइड्रोजन से भी अपचित नहीं होता।

टैंटेलम धातु क्लोरीन में जल कर पंचक्लोराइड, TaCl_5 , बनती है। यह पंचक्लोराइड पंचौक्साइड और कार्बन के मिश्रण को क्लोरीन के प्रवाह में गरम करके भी बनाया जा सकता है—



टैंटेलम धातु फ्लोरीन के योग से टैंटेलम फ्लोराइड, TaF_5 , देती है। यह पंच फ्लोराइड पंचक्लोराइड और ठंडे शुष्क HF के योग से भी बनता है।



पंचफ्लोराइड के नीरङ्ग जलग्राही रवे ६६°C पर गलते हैं।

टैंटेलम और ब्रोमीन के योग से २६०° पर TaBr_5 बनता है जिसके पीले पत्रों का द्रवणांक २४०° है।

टैंटेलम आयोडीन से नहीं संयुक्त होता, पर TaBr_5 और HI के योग से TaI_5 बनता है।

२००° के नीचे टैंटेलम पर ऐसिडों का प्रभाव नहीं पड़ता। हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड का प्रभाव इस पर शीघ्र पड़ता है। अम्लराज के साथ गरम करने पर कोई असर नहीं होता। क्षारों या क्षार नाइट्रेट के साथ गलाने पर यह टेंटेलेट जैसे NaTaO_3 देता है। टैंटेलम क्लोराइड और पानी के योग से टेंटेलिक ऐमिड, HTaO_3 , का अवक्षेप आता है जिसे सजल-पंचौक्साइड समझना चाहिये—



टैंटेलम क्लोराइड और अमोनिया के योग से टेंटेलम नाइट्राइड, Ta_3N_5 , बनता है जो लाल चूर्ण है। यह श्वेत ताप पर काले चूर्ण, Ta_3N , में परिणत हो जाता है।

ऊँचे तापक्रम पर टैंटेलम पंचौक्साइड को हाइड्रोजन और कार्बन द्विसल्फाइड के साथ गरम करने पर द्विसल्फाइड, TaS_2 , बनता है। यह काला चमकदार चूर्ण है।

टैंटेलम पंचौक्साइड को मैगनीशियम के साथ ऊँचे तापक्रम पर गरम करने पर टैंटेलम द्विऑक्साइड, Ta_2O_3 , भी बनता है। यह भूरा सा चूर्ण है जो अम्लों में नहीं घुलता पर गले हुये कास्टिक पोटाश में घुल कर पोटैसियम टेंटेलेट देता है।

प्रश्न

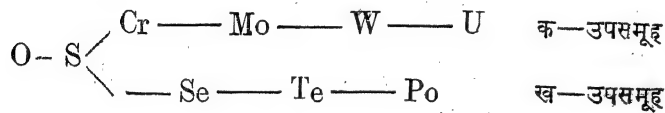
१. आर्सेनिक प्रकृति में किस रूप में पाया जाता है? शुद्ध ऑक्साइड और तत्व कैसे प्राप्त करते हैं?
२. फॉस्फोरस, आर्सेनिक, एण्टिमनी, और नाइट्रोजन के हाइड्राइडों की तुलना करो।
३. आर्सेनिक कैसे बनाते हैं? इसके अपचायक गुणों के उदाहरण दो।

४. आर्सीनियस सलफाइड के साथ होने वाली ये प्रतिक्रियायें दो, जिनमें यह पीले अमोनियम सलफाइड और कास्टिक सोडा में घुलता है।
५. मार्श-बर्जीलियस परीक्षण क्या है ? एण्टीमनी और आर्सेनिक के कलंकों में क्या अन्तर है ?
६. आर्सेनिक के हेलाइड कैसे बनते हैं ? इनका सूक्ष्म विवरण दो।
७. एण्टीमनी धातु प्रकृति में किस रूप में मिलता है ? इस अयस्क से धातु कैसे तैयार करेंगे ?
८. एण्टीमनी की कुछ उपयोगी मिश्रधातुओं का वर्णन दो।
९. आर्सेनिक और एण्टीमनी दोनों के लवणों के मिश्रण को कैसे पहचानोगे ?
१०. एण्टीमनी और विषमथ के क्लोराइडों की तुलना करो।
११. विषमथ प्रकृति में किस रूप में मिलता है ? इसके कुछ लवण दो।

अध्याय १६

षष्ठ समूह के तत्त्व (१) — ऑक्सीजन

आवर्त संविभाग के छठे समूह में तत्त्वों का क्रम निम्न प्रकार है —



इनमें से ऑक्सीजन गैस है, गन्धक ठोस अधातु है। गन्धक के बाद शाखायें आरम्भ होती हैं। एक शाखा में सेलीनियम और टेल्यूरियम एवं पोलोनियम हैं। गन्धक की समानता सेलीनियम और टेल्यूरियम से बहुत है। टेल्यूरियम उपधातु है, और धातु के गुण पोलोनियम में स्पष्ट हो जाते हैं।

क-उपसमूह के तत्त्व, क्रोमियम, मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम में धातुता अधिक है, पर क्रोमेट, मॉलिब्डेट, टंगस्टेट और यूरेनेट आदि लवण सल्फेट से मिलते जुलते हैं। ऑक्सीजन की संयोज्यता मुख्यतः २ और कभी कभी ४ है। गन्धक की २, ४ और ६ है। क्रोमियम लवणों में क्रोमिक में संयोज्यता ३, और क्रोमस में २, पर क्रोमेटों में ४ है। मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम के अनेक ऑक्साइड विभिन्न संयोज्यताओं के पाये जाते हैं। सेलीनियम और टेल्यूरियम की संयोज्यतायें गन्धक की सी हैं।

तत्त्वों के भौतिक गुण—अगले पृष्ठ पर सारणी में छठे समूह के सब तत्त्वों के भौतिक गुण दिये गये हैं।

सारणी को देखने से स्पष्ट है कि जैसे जैसे परमाणुभार बढ़ता है, प्रत्येक उपसमूह में घनत्व, द्रवणांक और कयनांक भी बढ़ते जाते हैं। पर आपेक्षिक ताप क्रमशः कम होता जाता है।

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु-भार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	आपेक्षिक ताप
८	ऑक्सीजन	O	१६.००	०.००१४३	-२.१६० १२ मि. मि.	-१८३°	०.२२१ (स्थिर दाब पर)
१६	गन्धक	S	३२.०६	१.९६-२.०६	११४.५	४४४.५	—
३४	ख-उपसमूह सेलीनियम	Se	७८.६६	४.२८-४.८०	२००° के निकट	६६०°	
५२	टेल्यूरियम	Te	१२७.६१	६.३१	४५२°	१३६०°	
८४	पोलोनियम	Po	२१०				
	क-उपसमूह						
२४	क्रोमियम	Cr	५२.०१	६.६२	१६१५°	२२००°	०.१०८०
४२	मॉलिब्डेनम	Mo	९६.००	८.६	२५००°	३५६०°?	०.०७२
७४	टंगस्टन	W	१८४.०	१९.०	३४००°	४८३०°	०.०३४
९२	यूरेनियम	U	२३८.०	१८.७	१८५०°

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—हम इस समूह के सभी ६ तत्त्वों के ऋणाणु-उपक्रम देते हैं—

O—ऑक्सीजन (८)— $1s^2. 2s^2. 2p^4$.

S—गन्धक (१६)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4$.

Se—सेलीनियम (३४)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4$.

Te—टेल्यूरियम (५२)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^{10}. 5s^2. 5p^4$.

Po—पोलोनियम (८४)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^4. 5d^{10}. 6s^2. 6p^4$.

Cr—क्रोमियम (२४)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^5. 4s^1$.

Mo—मॉलिब्डेनम (४२)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^5. 5s^1$.

W—टंगस्टन (७४)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^4. 5d^5. 6s^1$.

U—यूरेनियम (९२)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^4. 5d^5. 6s^2. 6p^4. 6d^1. 7s^2$.

इस उपक्रम से यह स्पष्ट है कि आक्सीजन, गन्धक, सेलीनियम और टेल्यूरियम के बाह्यतम कक्ष में ६ ऋणाणु $s^2 p^4$ स्थिति के हैं। क्योंकि p —उपकक्ष में अधिक से अधिक ६ ऋणाणु आ सकते हैं, अतः इन तत्त्वों की संयोज्यता $६ - ४ = २$ है।

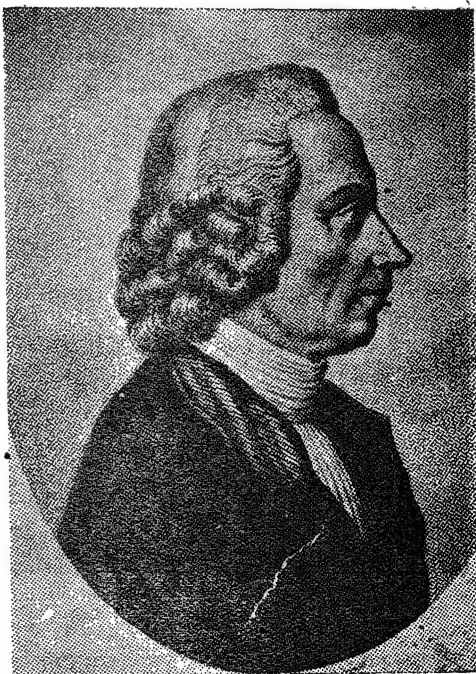
क्रोमियम, मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम के बाह्यतम उपकक्ष में स्थिति s^1 या s^2 है। इसके पहले के उपकक्ष में $s^2 p^4 d^1$, अथवा $s^2 p^1 d^4$ स्थिति है इसलिये इनके कई प्रकार के ऑक्साइड होते हैं, जिनकी संयोज्यतायें भी अनेक हैं।

इस अध्याय में हम केवल ऑक्सीजन और ओज़ोन का विवरण देंगे। अगले अध्याय में गन्धक के यौगिकों का उल्लेख रहेगा। अन्य अध्यायों में हम इन तत्त्वों के समानान्तर गुणों की तुलनात्मक विवेचना भी करेंगे।

ऑक्सीजन, O

[Oxygen]

ऑक्सीजन का आविष्कार वैज्ञानिक जगत् की एक महत्त्वपूर्ण घटना है। यदि इसका आविष्कार न होता तो रसायन शास्त्र, भौतिक विज्ञान और जीवविज्ञान इन तीनों का ही विकास न हो सकता, और जीवन के अनेक आवश्यक रहस्य अनुद्घाटित ही रह जाते। सत्रहवीं शताब्दी में बॉयल (Boyle) और हूक (Hooke) के प्रयोगों ने सिद्ध कर दिया कि हवा का एक अंश ऐसा है जिस पर पदार्थों का जलना, और श्वास का चलना निर्भर है। हूक और मेयो (Mayow) ने स्पष्ट



चित्र १०२—जॉसेफ प्रीस्टले

बताया कि जलना, श्वास लेना और धातुओं का जारण ये तीनों हवा के एक महत्त्वपूर्ण अंश पर ही निर्भर हैं। मेयो ने यह भी देखा कि हवा में यह वही गैस है जो शोरे को गरम करने पर मिलती है। उसने इसका नाम “स्पिरिटस नाइट्रो एरियस” (Spiritus nitro-aereus) रक्खा। मेयो यदि इस गैस को पृथक् इकट्ठा कर सकता, तो उसे ही हम आज ऑक्सीजन का आविष्कारक कहते। उस समय रासायनिक जगत् में जो फ्लोजिस्टन सिद्धान्त चल पड़ा था उसने इस गैस के महत्त्व को समझने में बाधा ही डाली।

ऑक्सीजन के आविष्कार का श्रेय शीले (१७७१-७३) (Scheele) को है। सन् १७७४ में प्रीस्टले (Priestley) ने भी स्वतंत्र रूप से



चित्र १०३—लेव्वाज़िये

भी फ्लोजिस्टन-वाद में इस प्रकार प्रभावित थे कि इस गैस के महत्त्व को न समझ पाये।

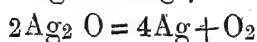
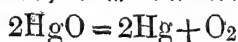
इसका आविष्कार किया था। उसने इसका नाम “डिफ्लोजिस्टि-केटेड एयर” (dephlogisticated air) रक्खा था। प्रीस्टले ने आंतशी शीशे की सहायता से मरक्यूरिक ऑक्साइड को गरम करके इसे तैयार किया था। शीले और प्रीस्टले दोनों इस बात को जानते थे, कि यह गैस वही है जो हवा में विद्यमान है। पर ये व्यक्ति

सन् १७७९ में फ्रांस के प्रसिद्ध रसायनज्ञ लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने यह स्पष्ट सिद्ध किया कि पदार्थों के जलने, या धातुओं के निस्तापन या जारण एवं श्वास प्रक्रिया, तीनों का एक ही अभिप्राय यह है कि ऑक्सीजन से संयुक्त होना। लेव्वाज़िये ने यह भी सिद्ध किया कि जब धातुओं का हवा में निस्तापन या जारण किया जाता है तो धातुओं के भार में वृद्धि हो जाती है। लेव्वाज़िये की विचार धारा ही उलझी रह जाती यदि उसके सामने प्रीस्टले के प्रयोग न होते। लेव्वाज़िये ने प्रीस्टले के कार्य का व्यक्त रूप से श्रृंखला तो स्वीकार न किया—वह स्वयं ऑक्सीजन के आविष्कार का श्रेय लेना चाहता था, पर यह ठीक है कि ऑक्सीजन के साथ उसने बहुत से प्रयोग किये; और इस नई गैस के महत्त्व को उसने ही पहली बार जाना।

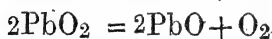
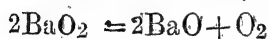
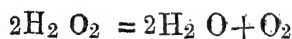
उसने सीमित हवा में (भमके या रिटॉर्ड) पारे को गरम किया। पारे का कुछ भाग हवा के एक अंश से संयुक्त हो गया। जो हवा का अंश शेष रह गया, वह ऐसा था जो वस्तुओं के जलने में सहायक न था। इसका नाम एज़ोट या नाइट्रोजन रक्खा गया। हवा एज़ोट और ऑक्सीजन का मिश्रण सिद्ध हुई।

ऑक्सीजन बनाने की विधियाँ—ऑक्सीजन बनाने की अनेक विधियाँ हैं, जिनमें से कुछ की ओर संकेत यहाँ किया जाता है—

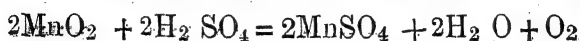
(१) कुछ धातुओं के ऑक्साइड केवल गरम करने पर ऑक्सीजन दे डालते हैं, जैसे पारा, चाँदी, सोना और प्लैटिनम वर्ग की धातुओं के—



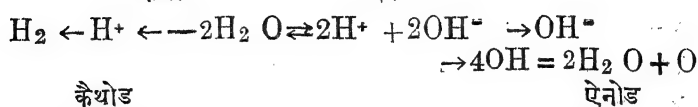
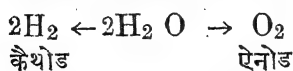
(२) कुछ परैक्साइड और द्विऑक्साइड भी गरम करने पर ऑक्सीजन देते हैं—



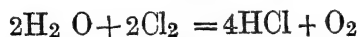
मैंगनीज द्विऑक्साइड को लौहे की नली में रक्ततप्त करने पर ऑक्सीजन आसानी से निकलता है। यदि इसे सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम किया जाय, तो सार्वदतः निम्न तापक्रम पर ही ऑक्सीजन निकलने लगेगा—



(३) पानी के विद्युत् विच्छेदन से ऐनोड पर ऑक्सीजन मिलता है —

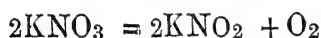


(४) यदि उबलते हुये पानी में क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय और फिर इस गैस को एक रक्ततप्त सिलिका नली में (जिसमें चीनी मिट्टी के टुकड़े भरे हों) प्रवाहित करें, तो पानी का हाइड्रोजन क्लोरीन से संयुक्त हो जायगा और ऑक्सीजन मुक्त हो जायगा—



गैसों के मिश्रण को कास्टिक सोडा के विलयन में प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर क्लोरीन और हाइड्रोक्लोरिक एसिड का शोषण हो जाता है, और शुद्ध ऑक्सीजन बच रहता है।

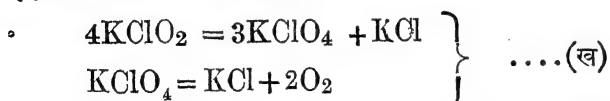
(५) पोटैसियम नाइट्रेट को ऊँचे तापक्रम पर गरम करने पर पोटैसियम नाइट्राइट बनता है, और ऑक्सीजन मुक्त होता है—



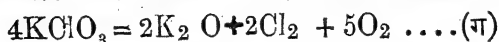
(६) पोटैसियम क्लोरेट के मणिभों को गरम किया जाय तो 350° पर यह पिघलते हैं, और फिर 300° तक कठोर काँच की फ्लास्क में गरम करने पर ये ऑक्सीजन दे डालते हैं—



वस्तुतः प्रतिक्रिया में पहले पोटैसियम परक्लोरेट बनता है, जो और गरम होने पर ऑक्सीजन देता है—



बहुधा (क) और (ख) प्रतिक्रियायें साथ साथ चलती हैं। इन दोनों के अतिरिक्त अति उच्च तापक्रम पर एक तीसरी प्रतिक्रिया भी होती है—



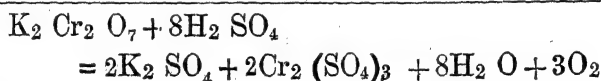
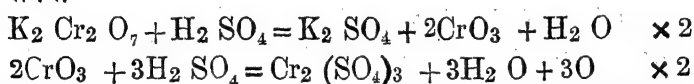
यदि पोटैसियम क्लोरेट में सोडियम क्लोरेट भी मिला लिया जाय, तो कम तापक्रम तक गरम करने पर ही ऑक्सीजन मिल जायगा।

पोटैसियम क्लोरेट में मैंगनीज द्विऑक्साइड मिला कर गरम करने पर ऐर आसानी से ऑक्सीजन बनता है। इस विधि में द्रवणांक से नीचे ही क्लोरेट ऑक्सीजन दे डालता है। साधारणतया मैंगनीज द्विऑक्साइड थ्रैक (catalyst) का काम करता है।* प्रयोगशाला में इसी विधि से ऑक्सीजन तैयार करते हैं। ध्यान रखना चाहिये कि मैंगनीज द्विऑक्साइड कोयला न मिला हो, नहीं तो विस्फोट हो जायगा।

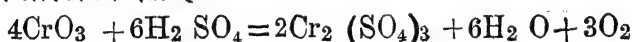
(७) पोटैसियम दिक्रोमेट को यदि ज़ोर से गरम किया जाय तो ऑक्सीजन मिलता है।



पोटैसियम दिक्रोमेट को फ्लास्क में सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर भी ऑक्सीजन निकलता है—विलयन का लाल रंग हरा पड़ जायगा—

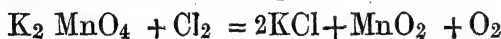
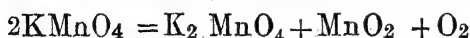
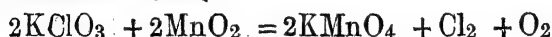


क्रोमियम त्रिऑक्साइड भी सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर ऑक्सीजन देता है—

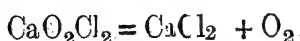


(८) यदि ब्लीचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण), CaO_2Cl_2 , को लेई सा बनाया जाय और फिर इसमें कोबल्ट या निकेल क्लोराइड के विलयन की दो चार बूंदें छोड़ कर 75° तक गरम किया जाय, तो ऑक्सीजन शीघ्रता से निकलेगा।

* संभवतः प्रतिक्रिया में पहले परमैंगनेट बनता है, जो गरम करने पर आसानी से ऑक्सीजन देता है—

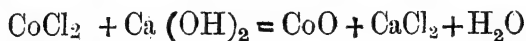


मैंगनीज द्विऑक्साइड जो बना, इसी प्रकार की शृंखला फिर आगे चलाता है।

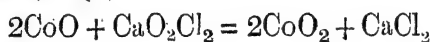


कोबल्ट क्लोराइड बीच में मध्यस्थ का काम निम्न प्रकार करता है—

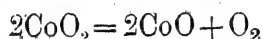
(क) ब्लीचिंग पाउडर में जो मुक्त चूना होता है, उसके साथ—



(ख) कोबल्ट ऑक्साइड ब्लीचिंग पाउडर के योग से कोबल्ट द्विऑक्साइड देता है।

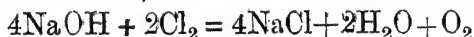


(ग) कोबल्ट द्विऑक्साइड गरम होने पर फिर कोबल्ट ऑक्साइड देता है, और ऑक्सीजन मुक्त हो जाता है—

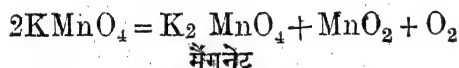


यह श्रृंखला इसी प्रकार चलती रहती है।

(ङ) उबलते कास्टिक सोडा के विलयन में कुछ बूँदें कोबल्ट या निकेल क्लोराइड के विलयन की डाल दी जायँ, और फिर क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय तो भी ऑक्सीजन निकलेगा। यह प्रतिक्रिया ब्लीचिंग पाउडर वाली प्रतिक्रिया के समान है—



(१०) पोटैसियम परमैंगनेट के मणिम गरम करने पर ऑक्सीजन देते हैं—

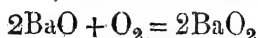


यदि परमैंगनेट को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम किया जाय तो उग्र विस्फोट होता है। यदि परमैंगनेट के विलयन को हलके सल्फ्यूरिक एसिड से आम्ल कर लिया जाय और फिर इसमें हाइड्रोजन परॉक्साइड का विलयन छोड़ें तो ऑक्सीजन बड़ी सरलता से निकलता है। परमैंगनेट का लाल विलयन नीरंग पड़ जायगा—

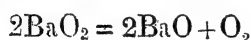


ऑक्सीजन बनाने को व्यापारिक विधि—व्यापारिक मात्रा में ऑक्सीजन या तो हवा से बनाया जाता है, या पानी के विद्युत् विच्छेदन से। हवा से ऑक्सीजन प्राप्त करने की दो विधियाँ हैं—ब्रिन (Brin) विधि, (२) हवा के द्रवीभवन से।

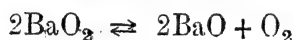
त्रिन विधि—सन् १८२५ में बूसिंगौल्ट (Boussingault) ने यह देखा कि यदि बेरियम ऑक्साइड, BaO , को पोर्सिलेन की नली में मध्यम रक्त-तप्त किया जाय तो यह हवा से ऑक्सीजन ग्रहण करने योग्य बन जाता है—



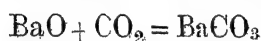
बेरियम ऑक्साइड ऑक्सीजन लेकर बेरियम परॉक्साइड, BaO_2 , बन जाता है। यदि यह परॉक्साइड अब तीव्र रक्ततप्त किया जाय, तो इसमें से फिर ऑक्सीजन निकल जाता है।



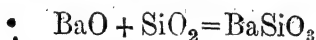
अतः तापक्रम की दृष्टि से निम्न प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है—



यदि हवा में कार्बन ट्राइऑक्साइड हो (जैसे कि बहुधा होता है), तो बेरियम ऑक्साइड थोड़ी देर में निम्न प्रतिक्रिया के कारण निष्क्रिय हो जायगा—



यदि प्रतिक्रिया काँच की नली में की जाय तो बेरियम सिलिकेट बनने के कारण भी निष्क्रियता आ जाती है—

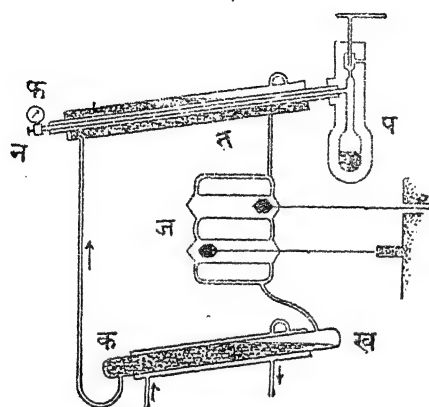


बूसिंगौल्ट (Boussingault) के इन प्रयोगों का उपयोग त्रिन ने ऑक्सीजन के व्यापार में किया। उसने लोहे के भभके का उपयोग किया, और शुद्ध हवा ली। उसने यह देखा कि एक ही तापक्रम पर दोनों उत्क्रमणीय प्रतिक्रियाएँ की जा सकती हैं, यदि बेरियम ऑक्साइड द्वारा ऑक्सीजन ग्रहण करते समय हवा का दाब दो वायुमंडल हो, और परॉक्साइड के विच्छेदन पर दाब घरे का २ इंच हो। लोहे के भभके ऊर्ध्वदिग् (vertical) रखे जाते हैं। और इन्हें गैस द्वारा तप्त भट्ठी में 600° पर रखा जाता है।

सन् १६०२ तक त्रिन विधि का विशेष उपयोग किया जाता था पर अब तो ऑक्सीजन द्रव हवा से प्राप्त होता है।

हवा का द्रवीभवन—सन् १८६६ में एण्ड्रूज (Andrews) ने यह मालूम किया कि कोई भी गैस तब तक द्रवीभूत नहीं हो सकती, जब तक कि इसका तापक्रम एक विशेष तापक्रम से कम न हो। इस तापक्रम को

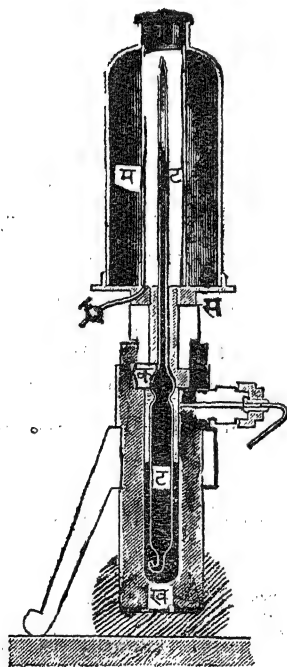
चरम तापक्रम (critical temperature) कहते हैं। सभी गैसों का अप्रपना



चित्र १०४—पिक्टे का यंत्र

अलग विशेष चरम तापक्रम है। यदि गैस चरम तापक्रम पर हो, या इससे नीचे के तापक्रम पर, तो केवल दाब बढ़ा कर गैस का द्रवीभवन हो जाता है। चरम तापक्रम पर कम से कम कितने दाब पर गैस द्रवीभूत होगी, उस दाब को चरम दाब (critical pressure) कहते हैं। हवा का चरम तापक्रम इतना नीचा है कि

साधारण द्रावण मिश्रण द्वारा इस तक नहीं पहुँच सकते। इसीलिये हवा को, और इसी के समान हाइड्रोजन आदि गैसों को स्थायी गैस कहा जाता था। सन् १८७७ में पिक्टे (Pictet) और कैलेटे (Cailletet) ने इन स्थायी गैसों को द्रवीभूत करने में सफलता पायी।



चित्र १०५—कैलेटे का यंत्र

यदि गैस को खूब संकुचित किया जाय तो यह गरम हो उठती है। इस संकुचित गरम गैस को यदि ठंडा कर लिया जाय, और फिर एक दम वाल्व खोल कर फेंलने दिया जाय, तो प्रसारण होने के अवसर पर गैस बहुत ठंडी हो जाती है। यह गैस इतनी ठंडी पड़ जाती है कि यह द्रवीभूत होने के योग्य बन जाती है। सन् १८६५ में इन सिद्धान्तों के आधार पर इंगलैंड में हैम्पसन (Hampson) ने और जर्मनी में लिंडे (Linde) ने बहुत सी हवा द्रवीभूत करने की योजना तैयार की।

जूल (Joule) और केल्विन (Kelvin) ने यह देखा कि यदि दाब पर स्थित संकुचित गैस एक छेद द्वारा किसी दूसरी गैस (जैसे हवा) में निकाली जाय, तो इसमें से निकलते समय संकुचित गैस दूसरी गैस से गरमी ले लेगी, और यह दूसरी गैस कुछ ठंडी पड़ जायगी । ताप के इन विनिमय सिद्धान्त का उपयोग हैम्पसन ने अपने यंत्र में किया । एक गैस दूसरी संकुचित गैस के संपर्क में आकर कितनी ठंडी पड़ती है, यह निम्न सूत्र से मालूम होता है—

$$\text{ठंडे होने का परिमाण (} ^\circ\text{C) में} = \frac{\text{दाबों का अन्तर (वायुमंडल में)}}{4} \times \left(\frac{273}{T_1} \right)^2$$

इसमें प्रसारण से पूर्व हवा का परम तापक्रम T_1 है ।

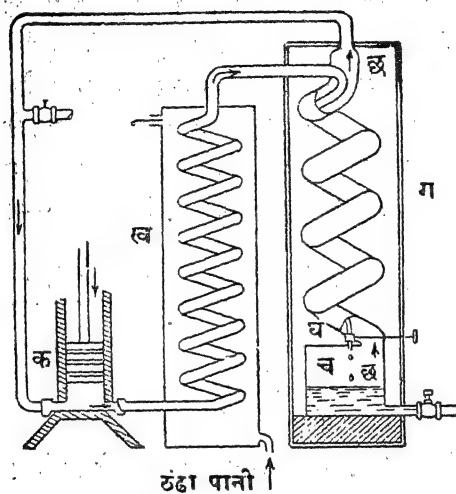
मान लो कि 0°C पर की हवा १०० वायुमंडल दाब पर है । इसे १ वायुमंडल के दाब तक प्रसारित किया, तो दाब का अन्तर = $100 - 1 = 99$

अतः तापक्रम में कमी = $\frac{99}{4} \times \left(\frac{273}{3} \right)^2 = 24.7^\circ$ अर्थात् हवा का तापक्रम -24.7° हो जायगा ।

अब यदि इस -24.7° की हवा से संकुचित हवा के सिलेंडर को ठंडा कर लिया जाय, तो इसका तापक्रम भी -24.7° के लगभग हो जायगा । अब यदि इस तापक्रम पर की संकुचित गैस को फिर प्रसारित किया जाय, तो तापक्रम $\frac{99}{4} \times \left(\frac{273}{273-24.7} \right)^2$ इतना और कम हो जायगा । यदि इस श्रृंखला को और आगे चलाया जाय इतना अधिक तापक्रम कम हो जायगा जिसमें हवा द्रवीभूत हो सकती है ।

द्रव वायु बनाना—ऊपर दिये गये सिद्धान्त के आधार पर वायु को द्रवीभूत करने के अनेक यंत्र बने हैं, जिनमें से एक का उल्लेख नीचे किया जाता है । (चित्र १०६)

वायु को पहले धूल, कार्बन डिआक्साइड और जलकणों से मुक्त कर लेते हैं । इसे फिर पम्प (क) द्वारा २०० वायुमंडल दाब पर कर लेते हैं । संकोचन से उत्पन्न गरमी एक शीतक (ख) में सोख ली जाती है, जिसमें ठंडा पानी निरन्तर बढ़ता रहता है । ठंडी की हुई संकुचित हवा अब ग वेश्म में प्रविष्ट होती है । इस वेश्म (Chamber) में ताँबे की दो समकेन्द्रिक



नलिकायें होती हैं। हवा भीतर वाली नलिका में बह कर जब वाल्व-घ तक पहुँचती है, इस स्थान पर एक छोटे छेद में होकर इसे बन्द वेश्म 'च' में घुसना पड़ता है। हीन दाब होने के कारण हवा में यहाँ प्रसरण होता है, और हवा ठंडी पड़ जाती है। यहाँ से ठंडी हवा बाहर वाली नलिका "छ" में होती हुई ऊपर चढ़ती है, और पम्प

चित्र १०६—द्रव वायु बनाना

"क" में पहुँच जाती है।

इस बाहर वाली नलिका में होकर जब ठंडी हवा ऊपर चढ़ती है, तो यह भीतर की नलिका को और ठंडा कर देती है, और फिर यह हवा वाल्व में से निकल कर जब वेश्म-च में प्रसृत होती है, यह और भी अधिक ठंडी हो जाती है। बाहरी नलिका से हवा जब फिर पम्प में पहुँचती है, तो फिर यही क्रम दोहराया जाता है। फलतः यह हवा इतनी ठंडी पड़ जाती है, कि भीतरी नलिका में द्रव बन जाती है। यह द्रव च-वेश्म में इकट्ठा होने लगता है, और इसे डीवार-फ्लास्क में (चित्र १०८) भरा जा सकता है।

क्लौडे-लिडे यंत्र—(१) इस यंत्र में हवा को पहले चूने या कॉस्टिक सोडा के विलयन में प्रवाहित करके कार्बन डिऑक्साइड से मुक्त कर लेते हैं। फिर संकोचक (compressor) द्वारा हवा ३० वायुमंडल दाब तक संकुचित कर ली जाती है। संकोच होने के कारण हवा गरम हो उठती है। इसे ठंडे पानी के प्रवाह से 15° तक के निकट ले आते हैं।

(२) अब इस हवा को ताप-विनिमायक (heat interchanger) में प्रवाहित करते हैं। इस विनिमायक में सम-केन्द्रक नालियाँ होती हैं। एक नली में होकर हवा प्रवाहित होती है, और दूसरे में यंत्र से बाहर निकलता हुआ अति ठंडा नाइट्रोजन या ऑक्सीजन। इसकी ठंडक से हवा की नमी (पानी) जम जाती है।

(३) अब इस संकुचित हवा से प्रसारण-इंजिन चलाया जाता है जिसका संबंध एक डायनेमो से भी होता है। प्रसारण के समय हवा का दाब ३० वायुमंडल से गिर कर ४ वायुमंडल तक हो जाता है। इस अवसर पर हवा का तापक्रम बहुत गिर (द्रवणांक के निकट तक) जाता है (जो ताप विसर्जित होता है उससे इंजिन चलता है)।

(४) ठंडी हवा फिर लिंडे-ऑक्सीजन स्तंभ में ले जायी जाती है। जिस समय हवा नीचे से ऊपर के स्तंभ में अनेक प्लेटों में होकर चढ़ती है, स्तंभ में ऊपर से नीचे की ओर ऑक्सीजन सम्पन्न द्रवीभूत हवा चूती रहती है। भीतर आने वाली हवा के संपर्क से द्रव वायु का कुछ अंश वाष्पीभूत होता है, क्योंकि नाइट्रोजन का क्वथनांक (-196°) ऑक्सीजन के क्वथनांक (-183°) से नीचा है; अतः पहले नाइट्रोजन वाष्पीभूत होता है, और जो द्रव हवा बच रही उसमें पहले की अपेक्षा अधिक ऑक्सीजन हो जाता है। इस प्रकार द्रव हवा में ५०-६० प्रतिशत ऑक्सीजन कर लिया जाता है। स्तंभ के नीचे के भाग में यह इकट्ठा हो जाता है।

अब जो हवा नीचे से ऊपर को आ रही थी, वह द्रव वायु के सम्पर्क में आकर कुछ अंश तक द्रवीभूत होने लगती है। इस क्रिया में पहले ऑक्सीजन द्रवीभूत होता है क्योंकि इसका क्वथनांक नाइट्रोजन के क्वथनांक से ऊँचा है। फल यह होता है कि भीतर आने वाली हवा का लगभग सभी ऑक्सीजन (९९%) द्रवीभूत हो जाता है। इस हवा में जो अब ९९% नाइट्रोजन बचा वह भी एक दूसरे स्थल पर आगे चल कर द्रवीभूत हो जाता है।

(५) यह द्रव नाइट्रोजन (जिसमें १% ऑक्सीजन है), फिर स्तम्भ के ऊपर भाग में पहुँचाया जाता है, और फिर नीचे की ओर चुआया जाता है। यह जब भीतर आने वाली हवा के संपर्क में आता है, तो फिर ताप-विनिमय होता है, और सर्वथा शुद्ध नाइट्रोजन ही वाष्पीभूत होता है।

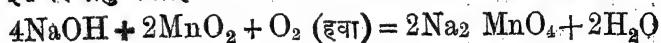
(६) स्तंभ के नीचे के भाग में जो ५०-६० प्रतिशत ऑक्सीजन इकट्ठा हुआ था, वह स्तंभ में आधी दूर तक ऊपर चढ़ाया जाता है। यहाँ इसका सभी नाइट्रोजन वाष्पीभूत हो जाता है, और इसका ऑक्सीजन अलग स्थान पर द्रवीभूत हो जाता है और इसे इकट्ठा करते हैं।

यह क्रम इसी प्रकार चलता रहता है।

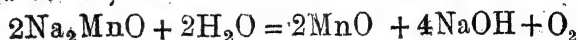
ऑक्सीजन बनाने की अन्य विधियाँ—(१.)

१८६६ में

टेस्सी डु मोटे (Tessie du Motay) ने यह देखा कि यदि भभकों में कार्बिक सोडा और मैंगनीज़ ड़िऑक्साइड का मिश्रण मध्यम रक्ततप्त किया जाय और फिर इस पर वायु प्रवाहित की जाय तो सोडियम मैंगनेट बनता है—



अब यदि तापक्रम बढ़ा कर चटक रक्ततप्त कर दिया जाय और ऊपर से भाप प्रवाहित की जाय, तो ऑक्सीजन निकलने लगता है—

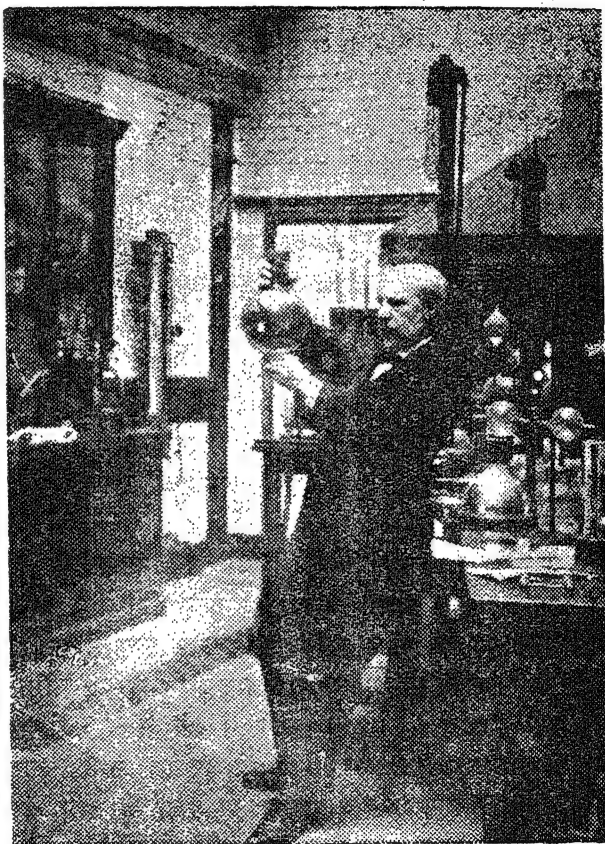


मानो तापक्रम की अपेक्षा से दोनों प्रतिक्रियायें उत्क्रमणीय हैं। फिर तापक्रम कम करके हवा प्रवाहित करते हैं, फिर मैंगनेट बनता है, तापक्रम फिर बढ़ा कर भाप प्रवाहित करते हैं, ऑक्सीजन मुक्त हो जाता है और यह क्रम चलता रहता है।

एक समय था कि पेरिस में इस विधि से हवा से

ऑक्सीजन पृथक्

किया जाता था। पर अब इस विधि का उपयोग नहीं करते हैं।

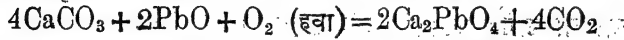


चित्र १०७—सर जेम्स डीवार

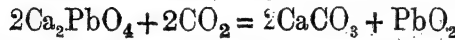
षष्ठ समूह के तत्व (१) — ऑक्सीजन

७७५

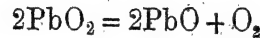
(२) सन् १८८६ में कैसनर (Kassner) ने यह देखा कि यदि खड़िया मिट्टी और लिथार्ज (PbO) के मिश्रण पर 600° पर हवा प्रवाहित की जाय, तो कैल्सियम प्लंबेट, Ca_2PbO_4 , बनता है।



अब यदि तापक्रम $700^\circ - 1000^\circ$ तक गिराया जाय, और भट्टी में से निकली हुई आर्द्र गैसों को (जिनमें मुख्यतः CO_2 होता है) इस पर से प्रवाहित करें, तो लेड परीक्साइड बनता है—



अब यदि लेड परीक्साइड को 500° तक गरम करें तो ऑक्सीजन मुक्त हो जावेगा—



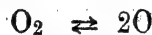
यह विधि व्यवहार-योग्य नहीं है।

(३) ग्रेम (Graham) ने यह देखा कि ऐसी रबर में से जो बल्केनाइज़ न हुई हो, ऑक्सीजन नाइट्रोजन की अपेक्षा $2\frac{1}{2}$ गुने वेग से निकलता है। अतः ऐसी रबर के थैले में से पारद-पम्प द्वारा हवा निकाली जाय तो बाहर निकली हुई हवा में ४२% के लगभग ऑक्सीजन हो जाता है (जिसमें जलती हुई चिनगारी मुलग उठती है)

ऑक्सीजन के गुण—ऑक्सीजन नीरंग, निर्गन्ध और निःस्वाद गैस है। द्रव ऑक्सीजन में हल्की सी नीलिमा होती है। द्रव ऑक्सीजन वायुमंडल के दाब पर -183° पर उबलता है। द्रव हाइड्रोजन की सहायता से इसे ठोस जमाया जा सकता है। ठोस ऑक्सीजन का रंग नील-श्वेत होता है, और इसका द्रवणांक -218° है। यह स्पष्टतः अनुचुम्बकीय (paramagnetic) है।

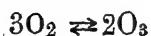
ऑक्सीजन पानी में बहुत कम घुलता है। 20° पर पानी के १०० आयतन में इसके ३ आयतन घुलते हैं। पर इतना कम चित्र १०८— घुला हुआ ऑक्सीजन ही जलजीवों के जीवन के लिए काफ़ी डीवार प्लास्क है। पिघली हुई चांदी में ऑक्सीजन विलेय है।

यदि ऊँचे तापक्रम तक गरम किया जाय तो ऑक्सीजन का थोड़ा सा विघटन हो जाता है—

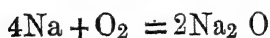
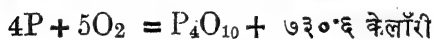
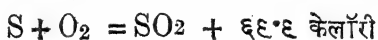
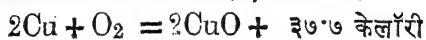


मूक (निःशब्द) विद्युत् विसर्ग के संपर्क से ऑक्सीजन ओज़ोन, O_3 , में परिणत हो जाता है



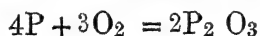


निष्क्रिय गैसों, हैलोजनों, चांदी, सोना और कुछ प्लैटिनम धातुओं को छोड़कर शेष सभी तत्वों से ऑक्सीजन सीधे संयुक्त हो जाता है, एक या अनेक प्रकार के ऑक्साइड, बनते हैं—

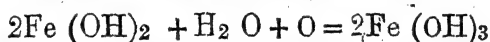


इनमें कुछ के साथ संयोग इस उग्रता के साथ होता है कि तत्व जलने लगते हैं। यह तब होता है, जब प्रतिक्रिया में प्रादुर्भूत ताप काफी अधिक हो, और यह ताप शीघ्र वेग से निकला हो। ताँबे में यह ताप कम है, और धीरे धीरे प्रादुर्भूत होता है। अतः ताँबा ऑक्सीजन में जलता नहीं है, धीरे धीरे इसका ऑक्साइड बनता है। सोडियम, मैगनीशियम आदि तत्वों में गरमी अधिक और शीघ्र प्रादुर्भूत होती है।

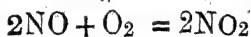
सफेद फॉस्फोरस साधारण तापक्रम पर ही ऑक्सीजन से संयुक्त होता रहता है और त्रिऑक्साइड बनता है—



बहुत से-अस यौगिक भी ऑक्सीजन का ग्रहण करके-इक बन जाते हैं, जैसे सजल फेरस ऑक्साइड से फेरिक ऑक्साइड—



इसी प्रकार नाइट्रिक ऑक्साइड से नाइट्रोजन परीक्साइड बनता है—



सोडियम पायरोगैलेट (कास्टिक सोडा और पायरोगैलोल का मिश्रण) बहुत शीघ्र ऑक्सीजन शोषित करता है, और काला पड़ जाता है।

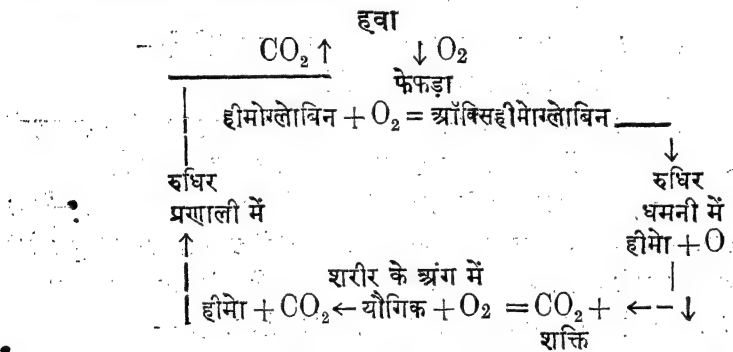
ऑक्सीजन के योग से अनेक यौगिकों के साथ महत्वपूर्ण प्रतिक्रियाएँ होती हैं जिनका उल्लेख यथा-स्थान किया गया है।

ऑक्सीजन के आधार पर ही हमारा जीवन निर्भर है।

हमारे शरीर में सूची-नलिकाओं में होकर प्रति मिनट ५-२५ लिटर तक रुधिर प्रवाहित होता रहता है। हमारे फेफड़ों में ३ लिटर के लगभग हवा रहती है, जो श्वास प्रतिक्रिया द्वारा बदलती रहती है। रुधिर में जितनी मात्रा कार्बन डाइऑक्साइड की होगी, उसी के अनुसार साँस लेने की

आवश्यकता पड़ेगी। कसरत करते समय शरीर में उपचयन शीघ्रता से होता है, और भोजन आदि से कार्बन डिऑक्साइड ज्यादा पैदा होता है। इस प्रकार रुधिर में कार्बन डिऑक्साइड की मात्रा बढ़ जाती है। इसे कम करने के लिए ही हमें जोर जोर से साँसें लेनी पड़ती हैं।

रुधिर में एक कार्बनिक संकीर्ण यौगिक हीमोग्लोबिन होता है। यह ऑक्सीजन के योग से ऑक्सिहीमोग्लोबिन बन जाता है। यह लाल होता है। इससे संपन्न होकर लाल रुधिर धमनियों से होता हुआ समस्त शरीर में चक्कर लगाता है। शरीर के प्रत्येक अंग को प्रति मिनट प्रति ग्राम के हिसाब से ३-१० मिलीग्राम ऑक्सीजन चाहिये। ऑक्सिहीमोग्लोबिन द्वारा यह ऑक्सीजन उनको प्राप्त होता रहता है। ऑक्सीजन दे डालने के बाद यह रुधिर प्रणालियों में होता हुआ फिर फेफड़ों में आ जाता है। यह चक्र निरन्तर चलता रहता है।

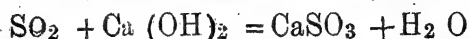


ऑक्साइड—तत्त्वों और ऑक्सीजन के योग से जो यौगिक बनते हैं उन्हें ऑक्साइड कहते हैं। इनको सुविधा के लिये निम्न वर्गों में विभाजित किया जा सकता है—

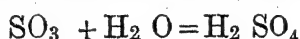
- | | |
|--------------------|--------------------|
| १. शिथिल ऑक्साइड | ४. उभयगुणी ऑक्साइड |
| २. आम्लिक ऑक्साइड | ५. परीक्साइड |
| ३. भास्मिक ऑक्साइड | ६. संयुक्त ऑक्साइड |

(१) शिथिल ऑक्साइड (Neutral oxides)—ये वे ऑक्साइड हैं, जो न तो एसिडों से संयुक्त होकर और न क्षारों से संयुक्त होकर लवण बनाते हैं। जैसे पानी (H_2O), कार्बन एक्साइड (CO), नाइट्रस ऑक्साइड (N_2O), नाइट्रिक ऑक्साइड (NO)।

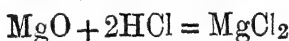
(२) आम्लिक ऑक्साइड (Acid oxides)—ये वे हैं जो क्षारों से संयुक्त होकर लवण बनाते हैं जैसे कार्बन द्विऑक्साइड, सल्फर द्विऑक्साइड आदि—



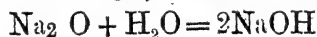
ये आम्लिक ऑक्साइड यदि पानी में विलेय हो तो घुल कर अम्ल बनाते हैं—



(३) भास्मिक ऑक्साइड (Basic oxides)—ये वे ऑक्साइड हैं जो अम्लों से संयुक्त होकर लवण बनाते हैं—

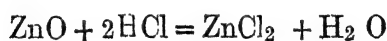
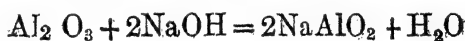
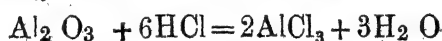


यदि ये पानी में घुलें, तो इनके विलयन क्षार देते हैं—

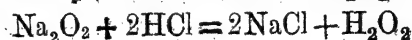
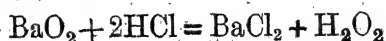


ये भास्मिक ऑक्साइड सर्वदा धातुओं के ही ऑक्साइड होते हैं। अधातुओं (और उपधातुओं) के ऑक्साइड भास्मिक ऑक्साइड नहीं होते।

(४) उभयधर्मा ऑक्साइड (Amphoteric oxides)—ये वे ऑक्साइड हैं जिनमें आम्लिक और भास्मिक दोनों ऑक्साइडों के गुण होते हैं, अर्थात् वे ऐसिड के योग से भी लवण बनाते हैं, और क्षारों के योग से भी। जैसे ऐल्यूमीनियम, जस्ता या बंग के ऑक्साइड—

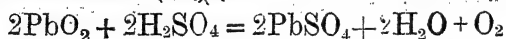


(५) परीक्साइड (Peroxides)—ये वे हैं जो हलके अम्लों के योग से हाइड्रोजन परीक्साइड देते हैं—

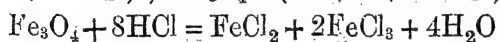


लेड परीक्साइड या मैंगनीज़ द्विऑक्साइड वस्तुतः परीक्साइड नहीं हैं।

ये कठिनता से अम्लों से प्रतिकृत होते हैं, और प्रतिक्रिया में निम्न ऑक्साइड का लवण और ऑक्सीजन (हाइड्रोक्लोरिक के साथ तो क्लोरिन) मिलता है।



(६) संयुक्त ऑक्साइड (Compound oxides) — ये बहुधा दो ऑक्साइडों के संयोग से बने होते हैं, और एसिडों के योग से प्रत्येक ऑक्साइड के लवण देते हैं। जैसे $\text{Fe}_3\text{O}_4 = (\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3)$; $\text{Pb}_3\text{O}_4 = (2\text{PbO} + \text{PbO}_2)$; $\text{Mn}_3\text{O}_4 = (2\text{MnO} + \text{MnO}_2)$ ।



ओज़ोन, O_3

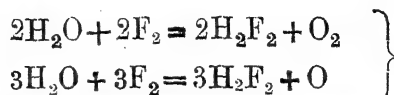
[Ozone]

सन् १७८५ में वान मेरम (Van Marum) ने यह देखा कि विजली की मशीन के निकट की हवा में एक विशेष गन्ध आने लगती है, और इस हवा में रखने पर पारे पर मैल जमने लगता है। सन् १८०१ में क्रुइकशैंक द्वारा जिस समय ऑक्सीजन तैयार किया जा रहा था। (Cruickshank) क्रुइकशैंक ने भी इस ऑक्सीजन में इस प्रकार की गन्ध का अनुभव किया। पर इन लोगों ने यह न बताया कि यह गन्ध किसी और गैस के बनने के कारण है। १८४० में शौनबाइन (Schonbein) ने यह बात जानी और नयी गैस का नाम ओज़ोन रक्खा। 'ओज़ो' ग्रीक शब्द है जिसका अर्थ "मैं सूँघता हूँ" है। शौनबाइन ने यह देखा कि यदि आर्द्र वायु में फॉस्फोरस का धीमा उपचयन हो, तो भी ओज़ोन बनता है, और उसने यह भी बताया कि ओज़ोन पोटैसियम आयोडाइड विलयन के साथ आयोडीन मुक्त करता है।

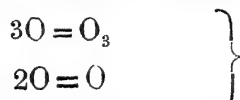
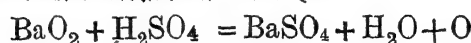
समुद्र के तट पर पायी जाने वाली वायु में भी ओज़ोन की कुछ मात्रा होती है। गाँवों की हवा में भी थोड़ा सा ओज़ोन होता है। स्पेक्ट्रोस्कोप द्वारा देखा गया है, कि ऊपरी वायुमंडल में भी थोड़ा सा ओज़ोन है। हवा के १०७ भाग में १ भाग से अधिक कभी ओज़ोन नहीं देखा गया। समुद्र के खारी पानी से जो मीठी के रूप में वाष्पीकरण होता है, वही समुद्रस्थ ओज़ोन के बनाने में सहायक होता है, ऐसी कुछ लोगों की धारणा है। ओज़ोन विषैली गैस है। २०००० भाग हवा में यदि १ भाग से अधिक ओज़ोन होगा, तो श्लैष्मिक कला पर इसका दूषित प्रभाव पड़ने लगेगा।

अनेक प्रतिक्रियाओं में जिनमें उपचयन धीरे धीरे हो रहा हो ऑक्सीजन के साथ कुछ ओज़ोन की उत्पत्ति भी होती है। जैसे—

१. फ्लोरीन और पानी के योग से जो ऑक्सीजन बनता है, उसमें ओज़ोन होता है—



२. सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और बेरियम परॉक्साइड की प्रतिक्रिया में ऑक्सीजन के साथ ओज़ोन भी बनता है—

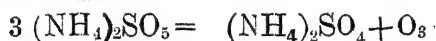


३. पोटैशियम परमैंगनेट एवं पोटैशियम दिक्रोमेट और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया में भी यह कुछ बनता है—

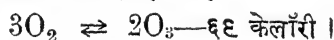


४. तप्त मैंगनीज़ ट्राइऑक्साइड पर ऑक्सीजन प्रवाहित करने पर भी थोड़ा सा ओज़ोन बनता है।

५. अमोनियम परसल्फेट को नाइट्रिक एसिड के साथ गरम करने पर भी यह बनता है—



जिस समय ऑक्सीजन से ओज़ोन बनता है, निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार ताप का काफ़ी शोषण होता है—

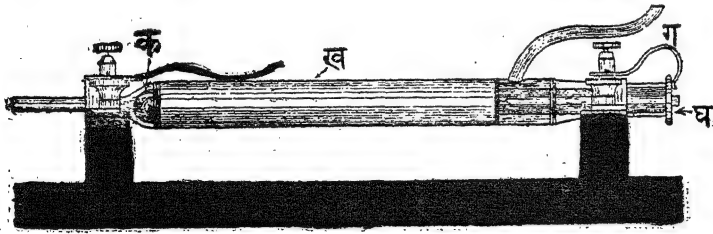


इसके अनुसार ३०००° से ऊपर के तापक्रम पर ही ओज़ोन की अधिक मात्रा में बनना संभव है। और होता भी ऐसा ही है पर यदि गरम ऑक्सीजन प्रतिक्रिया के क्षेत्र से तत्क्षण हटा नहीं लिया जायगा, और तत्क्षण ही जब तक इसे ठंडा न कर दिया जायगा, ओज़ोन साधारण तापक्रम तक पहुँचते पहुँचते सब विभाजित हो जायगा।

निःशब्द विसर्ग द्वारा ओज़ोन बनाना—जिस उपकरण में ऑक्सीजन से ओज़ोन बनता है, उसे “ओज़ोनाइजर” या ओज़ोनोत्पादक कहते हैं। ये कई प्रकार के बनाये गये हैं। इनमें सबसे अधिक सुविधाजनक ब्रोडी

(Brodie) का है जो सीमेज (Siemens, १८५८) के उपकरण का परिवर्द्धित रूप है ।

ओज़ोनाइज़र में एक चौड़ी नली के भीतर दूसरी कम चौड़ी नली होती है । दोनों नालियों के बीच में जो रिक्त स्थान होता है, उसमें होकर ऑक्सीजन धीरे धीरे प्रवाहित करते हैं । भीतर की नली में हलका सलफ्यूरिक एसिड या तृतीये का विलयन रहता है । और फिर समस्त उपकरण को उसी द्रव्य के विलयन से भरे बेलन में रखते हैं । एक अच्छे रुमकौर्फ-वेष्टन (Ruhmkorff coil) के दोनों तार इन दोनों विलयनों में डुबाये जाते हैं । ये विलयन एलेक्ट्रोड (विद्युत् द्वार) का भी काम करते हैं, और ये उपकरण को ठंडा भी रखते हैं । वेष्टन जिस समय चलाया जाता है, काँच की नलियों के पृष्ठ पर नील-वैज्ञानी रंग की आभा प्रगट होती है, और सी-सी की सी शीत्कार ध्वनि भी सुनाई देती है । प्रयत्न यह करना चाहिये कि जितना हो सके कम ही चिनगारियाँ निकलें, क्योंकि ये चिनगारियाँ ओज़ोन का विभाजन कर देती हैं । प्रतिक्रिया में जो ओज़ोन बनता है वह काँच की नलियों द्वारा यथेष्ट स्थान पर ले जाया जाता है । यह ध्यान रखना चाहिये कि उपकरण में ओज़ोन के संपर्क में आने वाले समस्त जोड़ घिसे काँच के, पैराफिन मोम के या साधारण कार्य के हों । रबर को ओज़ोन बहुत शीघ्र खा जाता है ।



चित्र १०६—सीमेज ओज़ोनाइज़र

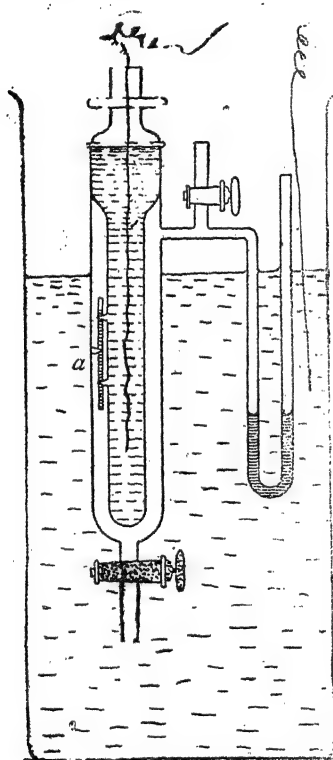
शुद्ध ऑक्सीजन न लेकर हवा से भी ओज़ोन बनाया जा सकता है, पर ऐसी स्थिति में ओज़ोन की कम मात्रा बनती है और ओज़ोन के साथ नाइट्रोजन पंचौक्साइड की अशुद्धि भी मिली रहती है ।

यदि ऑक्सीजन को 0° तक ठंडा कर लिया जाय, और शक्तिशाली वेष्टन का उपयोग किया जाय, और चिनगारियाँ निकलने ही न दी जाय, तो लगभग २५% ऑक्सीजन ओज़ोन में परिणत किया जा सकता है ।

ओज़ोन का सूत्र—ओज़ोन का सूत्र निश्चित करने में काफी कठिनाई रही, क्योंकि न तो यह शुद्ध रूप में बहुत दिनों तक तैयार किया जा सका, और न देर तक बिना विभक्त हुये रह ही सकता है।

ओज़ोन मिश्रित ऑक्सीजन को गरम करने पर केवल ऑक्सीजन ही मिला, जिससे स्पष्ट है कि ओज़ोन में ऑक्सीजन के अतिरिक्त और कुछ नहीं है। अतः इसका सूत्र O_3 हुआ।

ओज़ोन का स्पष्ट सूत्र निश्चित करने में इस बात से सहायता मिली



कि तारपीन का तेल ओज़ोन को पूर्णतः शोषित कर लेता है। नीचे दिये हुये न्यूथ (Newth, १८६६) के उपकरण द्वारा (चित्र ११०) ओज़ोन का संगठन मालूम किया जा सकता है। बाहरी और भीतरी नली के बीच के रिक्त स्थान में हवा ली जाती है। भीतरी नली में हल्का सलफ्यूरिक एसिड है। बाहरी और भीतरी नली में एक स्थान पर थोड़ा सा कटियादार स्थान है जिसमें तारपीन तेल से भरी एक बन्द छोटी सी नली फँसाकर रख दी जाती है। सारे उपकरण को एक दूसरे पात्र में जिसमें हल्का सलफ्यूरिक एसिड होता है, रखा जाता है। इस पात्र के अम्ल में और भीतरी नली के अम्ल में बिजली के तार डुबो दिये जाते हैं। उपपादन वेष्टन (induction coil) से इन तारों का सम्बन्ध कर दिया जाता है। निःशब्द विसर्ग के

चित्र ११०—ओज़ोन की रचना प्रवाहित होने पर हवा का कुछ अंश ओज़ोन बन जाता है। अतः संकोच आरम्भ होता है, और U नली (चुल्लि-नली) में सलफ्यूरिक एसिड बायीं ओर को ऊपर उठता है। मान लो कि 'न' सेण्टीमीटर उठा। तारपीन की नली अब तोड़ देते हैं। तारपीन के

तेल में ओज़ोन शोषित हो जाता है, और इसलिये अब कुछ और संकोच हुआ। मान लो कि “म” सेण्टीमीटर के बराबर। इससे स्पष्ट है कि जब “म” से ० मी० के तुल्य ओज़ोन बनता है, तो आयतन में “न” से ० मी० के तुल्य संकोच होता है।

प्रयोग में यह देखा गया कि “म” “न” का सदा दुगुना है। $m = 2n$ यदि ओज़ोन का सूत्र O_3 है तो—

$$2O_3 = 3O_2.$$

अर्थात् ऑक्सीजन के ५ आयतन से ओज़ोन के २ आयतन बनते हैं।

अतः आयतन में $k = 2$ । अतः

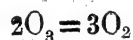
$$\frac{n}{m} = \frac{y-2}{2}$$

$$\text{पर } n/m = \frac{1}{2}, \therefore \frac{y-2}{2} = \frac{1}{2}, \text{ अतः } y = 3$$

इस प्रकार ओज़ोन का सूत्र O_3 हुआ।

ओज़ोन के गुण—साधारणतया १५-२०% प्रतिशत सान्द्रता से अधिक का ओज़ोन नहीं मिलता। ऊँची सान्द्रताओं पर इस गैस में कुछ नीला-सा रंग होता है। द्रव ओज़ोन गहरे बैंगनी नीले रंग का होता है (द्रव ऑक्सीजन के सम्पर्क से यह द्रवीभूत किया जा सकता है)। शुद्ध द्रव ओज़ोन का क्वथनांक -112.4° है। यह द्रव काफी स्थायी है, पर कार्बनिक अशुद्धियों के योग से इसमें विस्फोट हो जाता है। द्रव ओज़ोन अनुचुम्बकीय है। द्रव हाइड्रोजन के सम्पर्क से द्रव ओज़ोन ठोस हो जाता है, जिसका द्रवणांक -248.6° है। ओज़ोन का चरम तापक्रम -5° है।

गरम होने पर ओज़ोन का विभाजन आरम्भ होता है। 300° पर क्षण भर में ओज़ोन ऑक्सीजन में परिणत हो जाता है।



प्रतिक्रिया में विस्फुरण भी होता है।

ऑक्सीजन की अपेक्षा ओज़ोन पानी में अधिक विलेय है। ऐसीटिक ऐसिड, या कार्बन चतुःक्लोराइड में इसका विलयन नीले रंग का होता है। पारे पर ओज़ोन का विशेष प्रभाव पड़ता है—पारे का अर्धेन्दु (meniscus) इसके सम्पर्क से नष्ट हो जाता है। ऐसा पारा काँच के पृष्ठ पर अच्छी तरह

मृदु (soft iron) वह लोहा है जो आसानी से गलता है, और टूटता नहीं, और चिकना होता है। कुण्ठ लोहा वह है जो हथौड़े से पीटने पर कठिनता से बढ़ता है। जो हथौड़े से पीटने पर टूट जाय, उसे कठारक कहते हैं।

तीक्ष्ण लोहे (cast iron) के छः भेद हैं। इनमें एक पक्का है और भंग होने पर पारे का-सा चमकता है, और झुकाने पर टूट जाता है। दूसरे प्रकार का लोहा कठिनता से टूटता है और तेज धारवाला है।

कान्तलोहा (magnetic iron) पाँच प्रकार का है—आमक, चुम्बक, द्रावक और रोमकान्त। यह लोहा एक, दो, तीन, चार या पाँच अथवा अधिक मुखवाला होता है, और रंग भी किसी का पीला, किसी का काला या लाल होता है। जो कान्त-लोहा सभी प्रकार के लोहों को घुमा दे, उसे आमक कहते हैं। जो लोहे का चुम्बन करे उसे चुम्बक, जो लोहे को मर्चि उसे कर्पक, जो लोहे को एकदम गला दे उसे द्रावक, और जो टूटने पर रोम ऐसा सफ़ाई हो जाय, उसे रोमकान्त कहते हैं।

लोहे के जंग को लोहकिट्ट (iron rust) कहते हैं।

वंग (tin) दो प्रकार का होता है—खुरक और मिश्रक।

इसमें से खुरक (white tin) उत्तम है। यह सफ़ेद, मृदु, निःशब्द और स्निग्ध होता है, दूसरा मिश्रक (grey tin) श्यामशुभ्रक वर्ण का है।

सीसे के सम्बन्ध में ग्रंथकार का कथन है कि यह शीघ्र जलना है, बहुत भारी होता है, छेदन करने पर (fracture) काले उज्ज्वल रंग का होता है, यह दुर्गन्धयुक्त और बाहर से काले रंग का होता है।

पीतल दो प्रकार की होती है—रीतिका और काकतुण्डी। रीतिका वह है जो गरम करके खटाई (काँची) में छोड़ी जाय तो ताम्र रंग की हो जाय; और ऐसा करने पर जो काली पड़ जाय, वह काकतुण्डी है।

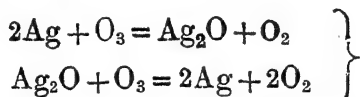
आठ भाग ताँवा और दो भाग वंग (tin) साथ साथ गलाने से काँसा बनता है।

वर्तुत्तोड़ पाँच धातुओं के मिश्रण से बनता है—ताँवा, पीतल, लोहा और सीसा।

धातुओं और रसों के सम्बन्ध में अब तक हमने जो लिखा है, वह रसज-

चिपक कर दर्पण बनाता है। ओज़ोन से प्रभावित पारे को यदि पानी के साथ खलभलाया जाय तो फिर पारे में पूर्व-गुण आ जाते हैं। संभवतः पारे और ओज़ोन की प्रतिक्रिया से Hg_2O बनता है जो पारे में विलेय है।

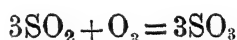
ओज़ोन का उत्प्रेरणात्मक विभाजन चाँदी, प्लैटिनम, पैलेडियम धातुओं से एवं मैंगनीज़, कोबल्ट, लोहे, सीसे और चाँदी के ऑक्साइडों के संपर्क से हो जाता है। चाँदी के साथ प्रतिक्रियाओं की निम्न श्रृंखला आरम्भ होती है—



काँच के चूरे के साथ हिलाने पर भी ओज़ोन का विभाजन हो जाता है।

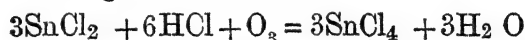
ओज़ोन के साथ प्रतिक्रियायें—ओज़ोन प्रबल उपचायक गैस है—

(१) गन्धक द्विऑक्साइड को यह त्रिऑक्साइड में परिणत करता है—

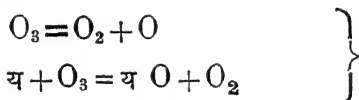


इस प्रतिक्रिया में ओज़ोन के पूरे अणु का उपयोग होता है।

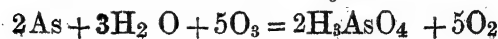
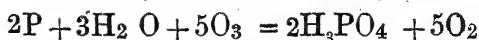
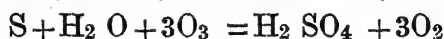
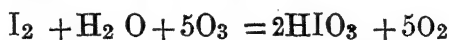
(२) यह स्टैनस क्लोराइड को स्टैनिक क्लोराइड में परिणत करता है। इसमें भी पूरे अणु का उपयोग होता है—



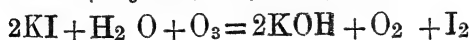
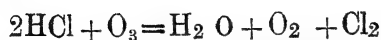
अन्य उपचयन-प्रतिक्रियाओं में ओज़ोन का एक ऑक्सीजन परमाणु ही काम आता है—



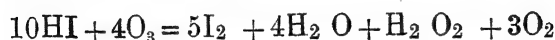
(३) सजल आयोडीन से आयोडिक ऐसिड, सजल गन्धक से सल्फ्यूरिक ऐसिड, फॉस्फोरस से फॉस्फोरिक ऐसिड और आर्सेनिक से आर्सेनिक ऐसिड (सब से उच्चतम ऑक्सि-ऐसिड) बनते हैं—



(४) हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ ओज़ोन के योग से क्लोरीन मुक्त होता है, इसी प्रकार हाइड्रोब्रोमिक एसिड से ब्रोमीन और हाइड्रो-आयोडिक एसिड से आयोडीन मुक्त होता है (आम्ल पोटैसियम आयोडाइड ले सकते हैं)



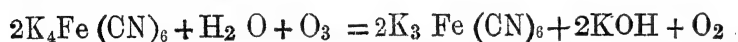
अथवा



(५) अमोनिया उपचित होकर अमोनियम नाइट्राइट या नाइट्रेट देती है—



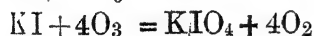
(६) पोटैसियम फेरोसायनाइड का विलयन पोटैसियम फेरिसायनाइड में परिणत हो जाता है—



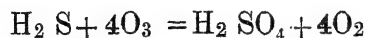
(७) शुष्क आयोडीन ओज़ोन के योग से हरा सा चूर्ण देता है जो I_4O_9 है—



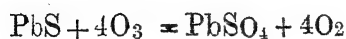
(८) पोटैसियम आयोडाइड का क्षारीय विलयन ओज़ोन से आयोडेट, KIO_3 और परआयोडेट, KIO_4 , देता है—



(९) हाइड्रोजन सल्फाइड गैस और ओज़ोन के योग से सल्फ्यूरिक एसिड बनता है—

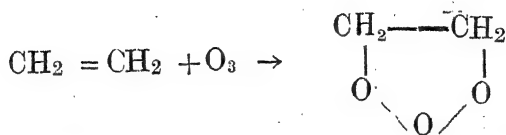
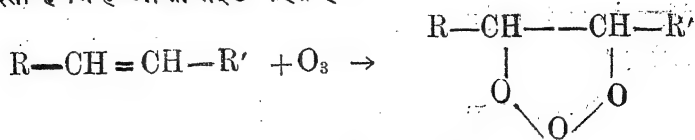


लेड सल्फाइड और ओज़ोन के योग से लेड सल्फेट बन जाता है—



(१०) जिन कार्बनिक यौगिकों में द्विगुण बन्ध (एथिलिनिक बन्धन)

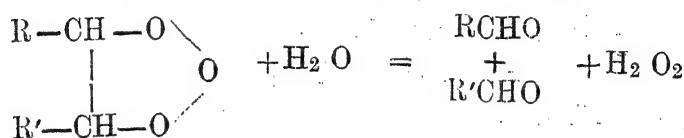
होते हैं, उनके साथ ओज़ोन युक्त होकर विशेष रवेदार विस्फोटक पदार्थ देता है जिन्हें ओज़ोनाइड कहते हैं—



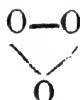
एथिलीन

ओज़ोनाइड

ये ओज़ोनाइड पानी के योग से ऐलडीहाइड देते हैं।



ओज़ोन का सूत्र—ओज़ोनाइडों के समान यौगिकों की रचना से स्पष्ट है, कि ओज़ोन में तीनों परमाणु परस्पर शृंखलाबद्ध हैं,—O—O—O—, अतः यह निम्न सूत्र से चित्रित किया जा सकता है—



हमने प्रतिक्रियाओं में यह भी देखा कि ओज़ोन के अधिकतर एक परमाणु ऑक्सीजन का उपचयन में उपयोग होता है, अतः एक ऑक्सीजन अन्य दोनों ऑक्सीजनों से भिन्न होना चाहिये। इस युक्ति के आधार पर निम्न दो संगठनों का प्रस्ताव हुआ है—



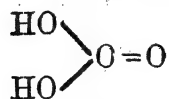
एक ऑक्सीजन चतुः संयोज्य

दो ऑक्सीजन चतुःसंयोज्य

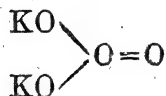
अन्य दो द्विसंयोज्य

और एक द्विसंयोज्य

ओज़ोन का जलीय विलयन नीले लिटमस को पहले तो लाल करता है, और बाद में नीरंग। संभवतः विलयन में ओज़ोनिक एसिड हो—



ओज़ोन और कार्बिक पोटाश के योग से एक पीला परीक्साइड, K_2O_4 , भी बनता है जो बायर और विलिजर (Baeyer and Villiger) के मतानुसार पोटेसियम ओज़ोनेट है—



पर यह अम्ल के योग से ओज़ोन नहीं देता, केवल हाइड्रोजन परीक्साइड और ऑक्सीजन देता है।

ओज़ोन की पहिचान—ओज़ोन की पहिचान पारे द्वारा आसानी से जा सकती है। जैसा कहा जा चुका है, इसके संपर्क में आने पर पारे के रूप में परिवर्तन हो जाता है, और यह काँच पर चिपकने लगता है।

इसकी अन्य प्रतिक्रियायें दूसरे उपचायक पदार्थों के समान ही हैं, अतः उन पर बहुत विश्वास नहीं कर सकते। यदि कोई गैस पोटेसियम आयोडाइड के विलयन में से ठंडे तापक्रम पर ही आयोडीन मुक्त करे, पर वह गैस तर्त नली में प्रवाहित होने के बाद ठंडे तापक्रम पर आयोडाइड के विलयन में से आयोडीन न दे, तो यह या तो ओज़ोन है या हाइड्रोजन परीक्साइड।

अब यदि पोटेसियम परमैंगनेट के बहुत हलके विलयन पर इस गैस का प्रभाव पड़ जाय तो यह हाइड्रोजन परीक्साइड है, पर यदि इस हलके परमैंगनेट विलयन पर प्रभाव न पड़े, तो यह ओज़ोन है।

“टेट्रा मेथिल बेस” (चतुः मेथिल, द्विएमिनो द्विफेनिल मेथेन) के अधिक विलयन से तर कागज ओज़ोन के योग से बैजनी, नाइट्रोजन ऑक्साइड के योग से भूसे के रंग से पीले, और क्लोरीन या ब्रोमीन के योग से गहरे नीले पड़ जाते हैं। हाइड्रोजन परीक्साइड का इन पर असर नहीं होता।

बैजिडीन से तर कागज ओज़ोन से भूरे, नाइट्रोजन ऑक्साइडों से नीले और क्लोरीन से पहले नीले और बाद को लाल पड़ जाते हैं। हाइड्रोजन परीक्साइड का इन पर असर नहीं होता।

प्रश्न

१. वायु से व्यापारिक मात्रा में ऑक्सीजन कैसे प्राप्त करते हैं ? इसमें उपयोग होने वाले सिद्धान्त की विवेचना करो । (आगरा, १९४०)
२. हाइड्रोजन परोक्साइड के विलयन का सान्द्रिकरण कैसे करते हैं ? इसकी कुछ "अपचायक" प्रतिक्रियाओं का उल्लेख करो ।
३. ओज़ोन बनाने की विधियाँ क्या हैं ? ओज़ोन और हाइड्रोजन परोक्साइड की तुलना करो ?
४. ओज़ोन का संगठन किस प्रकार निर्धारित किया जाता है ? ओज़ोनाइड क्या हैं ?
५. ओज़ोन की पहिचान किन प्रतिक्रियाओं द्वारा की जाती है ?

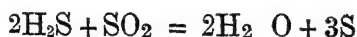
अध्याय २०

पंचम समूह के तत्त्व (२)--गन्धक

[Sulphur]

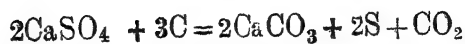
अति प्राचीन काल से गन्धक हमारा परिचित पदार्थ रहा है। यूनान और रोम के लोग गन्धक का उपयोग धुआँ देने में करते थे, और गन्धक धूम में कपड़ों को सफेद करना भी वे जानते थे। मध्य युग में गन्धक का उपयोग औषधियों में भी होने लगा था। हमारे 'भारतवर्ष' में द्राव-चूर्ण (बारूद) का सबसे पहले आविष्कार हुआ जो सुवर्चि (शोरा), गन्धक और सेडुड वृक्ष के कोयले से बनाया जाता था। अन्य देशों में भी गन्धक का उपयोग गोला बारूद में बहुत हुआ। जब से सल्फ्यूरिक एसिड का व्यवसाय बढ़ा, गन्धक को अधिक महत्त्व प्राप्त हो गया, और आज तो गन्धक की सम्पन्नता के आधार पर ही देश की सम्पन्नता समझी जाती है।

अनेक स्थलों पर गन्धक मुक्त अवस्था में पाया जाता है। ज्वालामुखी के पार्श्व-प्रदेशों में यह बहुत मिलता है। यहाँ यह सल्फर द्विऑक्साइड और हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से बना करता है—



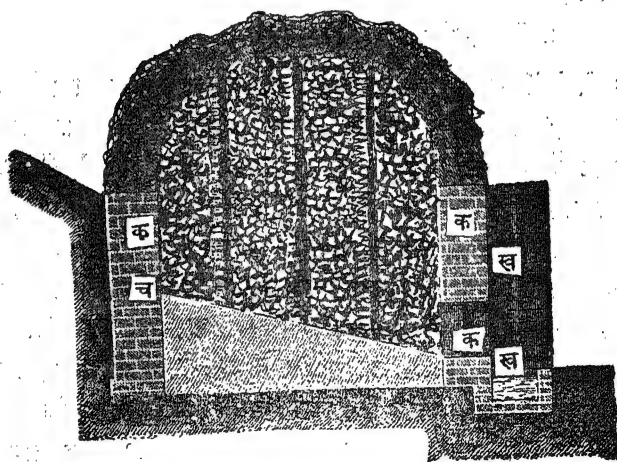
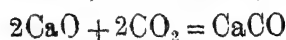
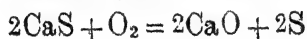
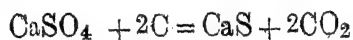
खनिजों में गन्धक सल्फाइड और सल्फेट रूप में पाता जाता है। माक्षिक या पायराइटोर्जों से गन्धक निकालना आसान है। ये माक्षिक धातुओं के सल्फाइड हैं, जैसे लोहे माक्षिक, FeS_2 , ताम्रमाक्षिक, Cu_2S , Fe_2S_3 ; जिंक ब्लेंड या यशद सल्फाइड, ZnS ; गेलीना या सीस सल्फाइड, PbS । सल्फेटों में तो जिप्सम या सिलखड़ी जो कैल्सियम सल्फेट, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, है, अधिक प्रसिद्ध है, और बहुधा इससे गन्धक प्राप्त करने का प्रयत्न किया जाता है। भारी स्फार (heavy spar) BaSO_4 ; क्लीस, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; तूतिया $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, आदि और भी सल्फेट हैं जो प्रसिद्ध हैं।

बहुधा यह देखा गया है कि जहाँ खानों में गन्धक होता है, वहाँ जिप्सम और कैल्सियम कार्बोनेट दोनों पाये जाते हैं। ऐसा अनुमान है कि कार्बनिक पदार्थों द्वारा अपचित होकर जिप्सम ही गन्धक और कैल्सियम कार्बोनेट में परिणत हो गया है।



हमारे दैनिक व्यवहार की बहुत सी चीजों में भी गन्धक होता है। जैसे सरसों के तेल में, अंडे की सफेदी में। प्याज़ और लहसुन की सूर भी गन्धक यौगिकों के कारण है। शरीर के बालों में भी गन्धक होता है। थोड़ा सा बाल लेकर परख नली में कास्टिक सोडा के साथ गलाओ। विलयन में कोई चाँदी की दुअन्न-चवन्नी डालो। तुम देखोगे कि ये सिक्के काले पड़ गये क्योंकि Ag_2S बना।

गन्धक का व्यवसाय—सिसिली का गन्धक—सिसिली में जो प्राकृतिक गन्धक मिलता है, उसमें २४ प्रतिशत गन्धक होता है और शेष जिप्सम और मिट्टी होती है। जैसा ऊपर कहा जा चुका है, यह गन्धक जिप्सम के कार्बनिक यौगिकों द्वारा अपचित होने पर बना है। ऐसा हो सकता है कि प्रतिक्रिया में पहले कैल्सियम सल्फाइड बना हो, और फिर इस सल्फाइड का उपचयन हुआ हो—

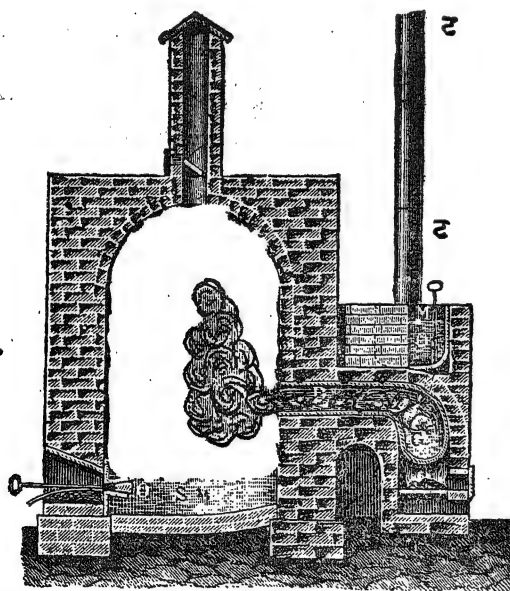


चित्र १११—केलकेरोनी

गन्धकवाली शिलाओं को जब गरम किया जाता है, तो शुद्ध गन्धक पिघल कर नीचे को बह आता है। इस काम के लिये ईंटों की भट्टी बनाई जाती है जिसे कैलकेरोनी (calcaroni) कहते हैं। यह भट्टी पहाड़ी के ढाल पर बनाते हैं। शिला के टुकड़ों को इसमें भर देते हैं, और थोड़ी थोड़ी दूर पर हवा के लिए मार्ग छोड़ देते हैं। भट्टी के ऊपर मुँह पर आग सुलगाते हैं। लगभग ३० प्रतिशत गन्धक के जलने पर इतनी गरमी पैदा होती है, जिससे शेष गन्धक गल जाता है। गला हुआ गन्धक लकड़ी के साँचों में इकट्ठा किया जाता है, और इन्हीं में इसे जमा लेते हैं।

इस गन्धक में लगभग दो प्रतिशत मिट्टी आदि होती है। सिसिली से यह गन्धक फ्रांस के नगर भारसाइ में शोधन के लिये भेजा जाता है।

गिल (Gill) भट्टी—यह कैलकेरोनी भट्टी की अपेक्षा बहुत अच्छी है।



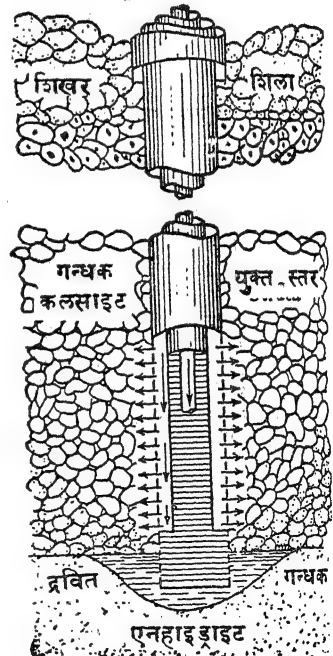
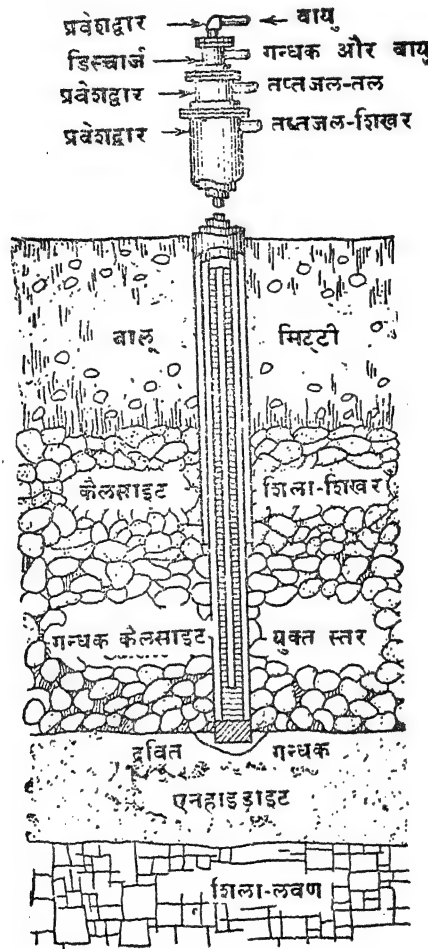
इसमें कई प्रकोष्ठ होते हैं जिनकी छतें मिल कर एक गुम्बज सी हो जाती हैं। इस भट्टी में गन्धक वाली शिलाओं के टुकड़े और कुछ कोयले मिला कर रखते हैं। एक प्रकोष्ठ में गन्धक गलाया जाता है, और फिर इस प्रकोष्ठ में से हवा प्रवाहित की जाती है। यह हवा

यहाँ से गरमी लेकर आगे बढ़ती है, और दूसरे प्रकोष्ठ में घुसती है जिसमें कुछ गन्धक जलता होता है। यह जलता हुआ गन्धक अपनी गरमी से भट्टी के शेष गन्धक को गला देता है। यहाँ से गरम गैसों और प्रकोष्ठों में घुसती हैं,

और इस प्रकार सब प्रकोष्ठों के गन्धक को गला देती हैं। इस मशीन की अतः विशेषता यह है कि इसमें ताप की बरबादी नहीं होने पाती।

इस प्रकार प्राप्त गन्धक में २-१० प्रतिशत तक अशुद्धियाँ होती हैं। बहुत से कामों के लिये (जैसे सल्फ्यूरिक एसिड का व्यवसाय) यह मामूली गन्धक ही अच्छा है, पर यदि बारूद के लिये गन्धक बनाना हो तो वह शुद्ध होना चाहिये। गन्धक के शोधन के लिये लोहे या आग्नेय ईंटों के

मभकों का प्रयोग करते हैं। मभकों को नीचे से गरम करते हैं। गन्धक की जो भापें उठती हैं उनकी गरमी से एक और डेग गरम होता रहता है, जिसमें भी कच्चा गन्धक भरा होता है। इस



चित्र ११३—फ्रेश वा लूसियाना विधि

प्रकार भापों की गरमी बरबाद नहीं होने पाती। भभके में से गन्धक की भापें एक बड़े कमरे में जाती हैं। यहाँ ठंडी होने पर पहले तो ये गन्धक पुष्प (flowers) देती हैं, पर बाद को जब कमरा गरम हो उठता है, ये भापें द्रवीभूत होकर द्रव गन्धक देती हैं, जिन्हें लकड़ी के साँचों में ढाल लिया जाता है। गन्धक के इन दोकों को “ब्रिमस्टोन” कहा जाता है।

लूसियाना (Louisiana) या फ्रैश (Frasch) विधि—अमरीका के लूसियाना और टेक्साज़ में भूमि के लगभग ५०० फुट नीचे गन्धक की शिलायें हैं। इन शिलाओं के ऊपर ६० फुट तक तो चूने का पत्थर है, और ४०० फुट तक ऊपर मिट्टी और बालू है। गन्धक का स्तर लगभग १२५ फुट मोटा है। इस स्तर में गन्धक ६०-७० प्रतिशत मात्रा में है। इस गन्धक को पृथ्वी की इतनी गहराई में से प्राप्त करना बड़ी कठिन समस्या थी। बीच में पानी का स्तर भी पड़ता है, और इसलिये गन्धक के स्तर तक पहुँचना दुरूह था। यहाँ विषैली गैसों भी बहुत हैं, जिनके कारण वह काम करना और भी आपदासम्पन्न है। इस समस्या का समाधान हारमेन फ्रैश (Harman Frasch) नामक व्यक्ति ने किया।

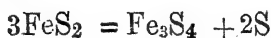
फ्रैश विधि इस प्रकार है। दाब के भीतर अतितप्त करके पानी गन्धक स्तर तक भेजा जाता है। इसकी गरमी से गन्धक पिघल जाता है, और पिघले गन्धक और पानी का इमलशन संकुचित वायु की सहायता से ऊपर ले आया जाता है। इस काम के लिये समकेन्द्रक चार मोटे नल स्तर तक पहुँचाये जाते हैं। बाहरी दो नलों (१, २) में होकर १७०°-१८०° तक दाब (१४० पौंड) के भीतर गरम किया पानी बहाया जाता है। सब से बीच वाले नल (४) में होकर संकुचित हवा प्रवाहित होती है। जो बीच में एक नल (सं० ३) बचा उसमें से होकर गन्धक-पानी-हवा का स्फागदार इमलशन ऊपर उठ आता है।

इस प्रकार के एक एक कुएँ से प्रति दिन ५०० टन गन्धक (६६-६५ प्रतिशत शुद्धता का) प्राप्त हो सकता है। यह गन्धक बहुत सस्ता पड़ता है।

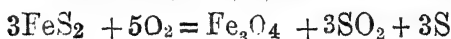
इस विधि का मूल आधार यह है कि १४० पौंड दाब पर पानी का जो क्वथनांक है, वह गन्धक के द्रवणांक से अधिक है।

लोह माक्षिक से गन्धक प्राप्त करना—(१) मिट्टी के भभकों में

लोह मात्निक को जब गरम किया जाता है, तो निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार गन्धक प्राप्त होता है—



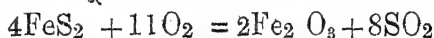
(२) यदि लोह मात्निक का जारण वायु की नियमित मात्रा में किया जाय, तो गन्धक द्विऑक्साइड के साथ साथ गन्धक भी मिलता है—



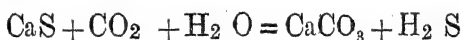
(३) यदि लोहे के सल्फाइड को कार्बन द्विऑक्साइड के वातावरण में 1000° तक गरम करें, तो कुछ गन्धक मिलता है—



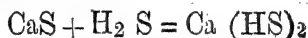
लोह मात्निक के जारण से बहुधा गन्धक द्विऑक्साइड तैयार करते हैं, और इसका उपयोग सल्फ्यूरिक एसिड के व्यवसाय में किया जाता है।



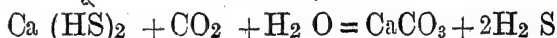
चार-अवशेषों से गंधक प्राप्त करना—लीब्लांक विधि में जो चार-अवशेष कैल्सियम सल्फाइड होता है, उससे चान्स-क्लौस (Chance Claus) विधि द्वारा कुछ गन्धक प्राप्त करते हैं। इस अवशेष, CaS , को पानी में छितरा लेते हैं, और चूने के भट्टों में से निकले धूम (CO_2 , नाइट्रोजन, आदि) द्वारा इसे प्रतिकृत करते हैं—



भट्टे के धूम में इतना नाइट्रोजन होता है, कि उसकी अपेक्षा से प्रतिक्रिया में बना H_2S बहुत कम है। अतः एक दूसरे कार्बोनेटर में फिर यह गैस प्रवाहित की जाती है जहाँ यह कैल्सियम सल्फाइड से प्रतिकृत होकर हाइड्रोसल्फाइड बनाती है—

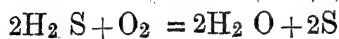


जब पहले पात्र का सब कैल्सियम सल्फाइड विभाजित हो जाय, तो भट्टी का धूम वहाँ से हटा कर दूसरे कार्बोनेटर में प्रवाहित कर दिया जाता है—



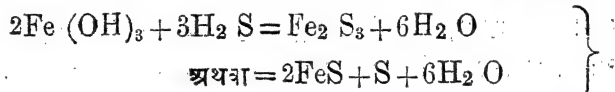
इस प्रकार अब गैसीय मिश्रण में पहले की अपेक्षा दुगुना H_2S होता है। इस हाइड्रोजन सल्फाइड को गैस की बड़ी टंकियों में पानी के ऊपर इकट्ठा कर लेते हैं (पानी पर एक तह तेल की रक्खी जाती है)। अब इस गैस में हवा मिलायी जाती है।

हवा और हाइड्रोजन सल्फाइड के मिश्रण को ईंटों की बनी कौंस-भट्टी में गरम करते हैं। इस भट्टी में लोहे का रन्ध्रमय ऑक्साइड भी होता है जो उत्प्रेरक का काम करता है। हाइड्रोजन सल्फाइड के उपचयन से गन्धक मिलता है—

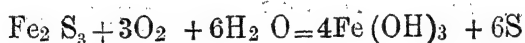


इस विधि से इंग्लैण्ड में प्रतिवर्ष ३५,००० टन गन्धक प्राप्त किया जाता है।

“स्पेंटोक्साइड” से गन्धक प्राप्त करना—कोल गैस के व्यवसाय में जो “स्पेंटोक्साइड” (Spentoxide) मिलता है उससे भी गन्धक प्राप्त किया जाता है। कोल गैस में थोड़ा सा हाइड्रोजन सल्फाइड होता है। इस गैस को जब सजल फेरिक ऑक्साइड के ऊपर प्रवाहित करते हैं, तो फेरो-फेरिक सल्फाइड, FeS , Fe_2S_3 बनता है। इसे ही स्पेंटोक्साइड कहते हैं—



जब फेरिक ऑक्साइड की शक्ति क्षीण हो जाय, तो इसे फिर हवा में खुला छोड़ दिया जाता है। ऐसा करने पर फेरिक ऑक्साइड “पुनर्जीवित” हो जाता है—



इस प्रकार की प्रतिक्रियाओं के कई बार होने पर “स्पेंटोक्साइड” में लगभग ५० प्रतिशत मुक्त गन्धक हो जाता है।

बहुधा इस गन्धक को जला कर गन्धक द्विऑक्साइड तैयार करते हैं, जिससे सल्फ्यूरिक एसिड तैयार किया जाता है। यदि मुक्त गन्धक तैयार करना हो, तो कर्बन दिसल्फाइड के साथ स्पेंटोक्साइड को हिलाते हैं। गन्धक इस द्रव में घुल जाता है।

गन्धक के रूपांतर—गन्धक अपने अनेक रूपांतरों के लिये प्रसिद्ध है। पर मणिम विज्ञान के आधार पर इसके तीन रूपांतर ही माने जा सकते हैं—

ऐलफा-गन्धक—अष्टफलकीय या रॉम्बिक गन्धक

बीटा-गन्धक—एकानताक्ष रेखे (मोनोक्लिनिक गन्धक)

डेल्टा-गन्धक—अमणिमयीय या बेरवा गन्धक

इन तीन वास्तविक रूपांतरों के अतिरिक्त कुछ रूपांतर और प्रसिद्ध हैं जैसे—(१) लचीला गन्धक

(२) नेक्रियस गन्धक

(३) श्लैष या कोलायडीय गन्धक

इनके अतिरिक्त द्रव गन्धक में भी दो रूप कम से कम पाये जाते हैं—

लैम्डा—गन्धक ।

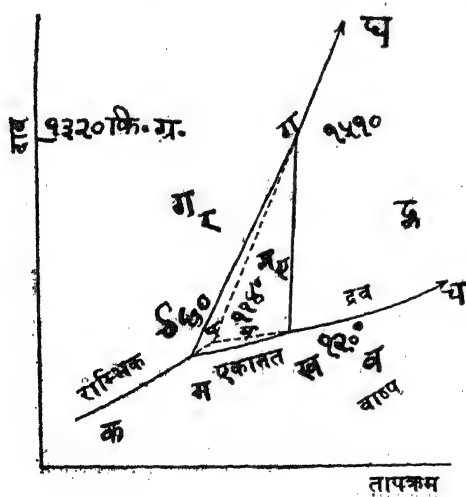
म्यू—गन्धक ।

इन दोनों के अतिरिक्त तीसरा एक पाई-गन्धक भी संभवतः है ।

गन्धक की वाष्प में भी संभवतः ४ रूपांतर हैं— S_8 , S_6 , S_4 और S_2 । गन्धक के विलयन में भी इनमें से कई अणु उपस्थित हैं ।

ठोस गन्धक के दो रूप ही स्थायी हैं, एक तो राम्भिक या हेलफा-गन्धक जो ६५.५° के नीचे स्थायी है, और दूसरा मोनोक्लिनिक (एकानताक्ष) या बीटा-गन्धक जो ६५.५° के ऊपर और १२०° के नीचे स्थायी

है । नीचे के वक्र में दोनों गन्धकों का वाष्पदाब भिन्न भिन्न तापक्रमों पर दिया हुआ है । द्रव गन्धक का वाष्प दाब भी भिन्न भिन्न तापक्रमों पर चित्रित किया गया है । इन वक्रों के परस्पर संयोग पर जो त्रिकबिन्दु (triple point) मिलते हैं, वे ६५.५° , ११४.५° , और १२०° पर हैं । इन पर निम्न गन्धक की तीन तीन कलायें साम्य में स्थित हैं—



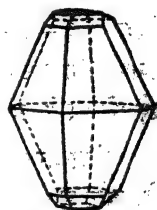
चित्र ११४—गन्धक-साम्य का वक्र

६५.५° —राम्भिक गन्धक, एकानताक्ष गन्धक, गन्धक वाष्प ।

१२०° —एकानताक्ष गन्धक, द्रव गन्धक, गन्धक वाष्प ।

११४°५'—अतिसूक्ष्म राँम्भिक, अतिसूक्ष्म द्रव, और एकानताक्ष गन्धक-वक्रों के बीच में स्थित जो क्षेत्रफल हैं, वे यह बताते हैं, कि किन किन तापक्रम और दाब की स्थिति में प्रत्येक गन्धक की कला स्थायी है।

ऐलफा-गन्धक या राँम्भिक गन्धक—जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है, यह अष्टफलकीय राँम्भिक गन्धक ६५°५' (साधारण दाब पर) के नीचे के तापक्रमों पर ही स्थायी है। अतः गन्धक के किसी भी रूप को बहुत समय तक साधारण वायु के तापक्रम पर रख छोड़ा जाय, तो यह धीरे धीरे ऐलफा-गन्धक में परिणत हो जायगा। यदि गन्धक को ६५°५' के नीचे के तापक्रमों पर मणिभीकृत किया जाय, तो मणिभी भी ऐलफा-गन्धक के ही मिलेंगे। कार्बन द्विसलफाइड में गन्धक घोल कर धीरे धीरे द्विसलफाइड को उड़ने दिया जाय तो अष्टफलकीय मणिभी राँम्भिक या ऐलफा-गन्धक के मिलते हैं। जो प्राकृतिक गन्धक मिलता है वह भी ऐलफा-गन्धक है।



चित्र ११५—
राँम्भिक गन्धक

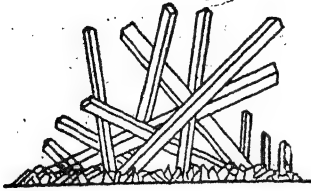
ऐलफा-गन्धक का घनत्व २.०६ है, इसका द्रवणांक ११२°८' (अथवा ११४°५' ?) है। यदि तेजी से पिघलाया जाय, तो यह गन्धक बिना एकानताक्ष गन्धक में परिणत हुये, इस तापक्रम पर पिघलता है। (यदि धीरे धीरे तापक्रम बढ़ाया जायगा, तो राँम्भिक गन्धक एकानताक्ष में परिणत होगा और फिर १२०° पर पिघलेगा)।

यह गन्धक पानी में अविलेय है, ईथर और एलकोहल में बहुत कम विलेय है, पर कार्बन द्विसलफाइड, गन्धक क्लोराइड ($S_2 Cl_2$) और गरम बैज़ीन या गरम-तारपीन में आसानी से घुल जाता है।

गन्धक-पुष्प में भी लगभग ७० प्रतिशत राँम्भिक गन्धक होता है। इसमें शेष अमणिभी गन्धक होता है।

राँम्भिक गन्धक के अणु में ८ गन्धक परमाणुओं का एक चक्र है।

बीटा-गन्धक या एकानताक्ष (मोनोक्लिनिक) गन्धक—यह ६५°५' और १२०° के बीच में स्थायी है, और गन्धक को ६५°५' के ऊपर के तापक्रम पर मणिभीकृत करने पर मिलता है। इसके बनाने की साधारण विधि यह है कि गन्धक को पहले पिघला लिया जाय और फिर धीरे धीरे ठंडा होने दिया जाय। यदि गन्धक शुद्ध होगा, तो १२०° पर जमने



चित्र ११६—एकानताक्ष मणिभ बीटा गन्धक के सुई के से मणिभ देता है। इनका रंग चटक पीला होता है, और ये पारदर्शक होते हैं। कुछ दिनों रख छोड़ने पर ये अपारदर्शक, भंगुर और नीबू के पीले रंग से हो जाते हैं।

बीटा-गन्धक को तेजी से गरम किया जाय तो यह $116^{\circ} 25^{\circ}$ पर पिघलता है, और इसका घनत्व 1.86 है। यह पानी में अविलेय है, पर कार्बन दिसलफाइड में यह अच्छी तरह विलेय है। परन्तु विलयन के उड़ाने पर ऐलफा-गन्धक मिलता है, न कि बीटा-गन्धक।

डेल्टा-गन्धक या अमणिभ गन्धक—जब रासायनिक विधि से गन्धक का अवक्षेपण किया जाता है, जैसे कैल्सियम पंचसलफाइड के विलयन को आम्ल करने पर या ठंडे तापक्रम पर हाइड्रोजन सलफाइड का उपचयन करने पर, तो अमणिभ या डेल्टा-गन्धक मिलता है। यह कार्बन दिसलफाइड में विलेय है। यह गन्धक रंग में लगभग श्वेत होता है, इसे “गन्धक-दुग्ध” भी कहते हैं। गरम करने पर अथवा कुछ वर्ष तक रख छोड़ने पर यह ऐलफा-गन्धक में परिणत हो जाता है।

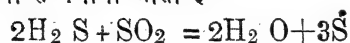
गामा-गन्धक, या लचीला गन्धक—यदि गन्धक गला कर 200° तक गरम किया जाय और फिर इसे पानी में छोड़ दिया जाय, तो लचीला गन्धक मिलता है। यदि गन्धक शुद्ध हो तो यह पीले रंग का होता है, पर साधारण गन्धक का उपयोग करने पर यह काले रंग का मिलता है। यह सरेस या रबर के समान पारदर्शक और लचीला पदार्थ है—खींचने पर बढ़ता है। कुछ दिनों रख छोड़ने पर यह कड़ा पड़ जाता है। यह कार्बन दिसलफाइड में अविलेय है। यह गामा-गन्धक वस्तुतः एक जेल (gel) है।

पहले ऐसी धारणा थी कि लचीला गन्धक अतिशीतकृत म्यू-गन्धक है। यदि ऐसा होता तो यह अस्थायी म्यू—रूपान्तर दूसरे स्थायी रूपान्तरों की अपेक्षा कार्बन दिसलफाइड में अधिक विलेय होना चाहिये था,

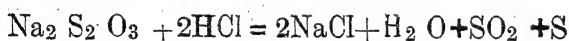
पर ऐसा नहीं है। द्रव गन्धक में टिंडल-प्रभाव (Tyndall effect) भी व्यक्त होता है, और इसलिये संभवतः यह म्यू-गन्धक द्रव का लैम्डा-गन्धक द्रव में आस्रसन (suspension) है। यह कोलायडीय विलयन जमने पर जेल देता है।

लचीले गन्धक के भौतिक गुण भी यही सिद्ध करते हैं कि यह एक जेल है। एक्स-रश्मि द्वारा निरीक्षण करने पर पता चलता है कि इस लचीले गन्धक में गन्धक परमाणुओं की लम्बी शृंखला है।

श्लैष या कोलायडीय गन्धक—यह हाइड्रोजन सल्फाइड और सल्फ्यूरस ऐसिड की प्रतिक्रिया से बनाया जाता है—



अथवा सोडियम थायोसल्फेट को ऐसिड से आम्ल करने पर भी गन्धक श्लैष या कोलायडीय रूप में प्राप्त होता है—

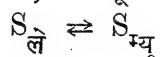


यह दूधिया रंग का विलयन होता है जिस पर ऋणात्मक आवेश है। कोलायडीय विलय में फिटकरी का विलयन डालने पर गन्धक अवक्षिप्त हो जाता है।

नेक्रियस गन्धक (Nacreous) —इसके पत्रों में सीपी की सी आभा होती है। गरम बैंज़ीन में गन्धक घोलने पर विशेष सावधानी से मणिभी-करण करने पर यह प्राप्त हो जाता है। यह भी है तो एकानतात् पर मणिभ के कोण बीटा-गन्धक के मणिभ के कोणों से भिन्न हैं।

द्रव गन्धक के रूपान्तर—यदि गन्धक ले कर गलाया जाय तो 120° — 130° के बीच में स्वच्छ एम्बर रंग का पानी सा पतला द्रव मिलता है। पर यदि इसे 160° तक गरम किया जाय तो यह सहसा बहुत गाढ़ा पड़ जाता है। पर और अधिक गरम करने पर यह और अधिक पतला पड़ जाता है, और इसका रंग गहरा लाल-भूरा हो जाता है।

ये सब परिवर्तन संभवतः द्रव गन्धक के दो रूपान्तरों के कारण हैं—
एक तो लैम्डा-गन्धक, और दूसरा म्यू गन्धक,



ये दोनों प्रकार के द्रव गन्धक संभवतः एक दूसरे में पूर्णरूप से मिश्र्य नहीं हैं। एम्बर रंग का पतला द्रव संभवतः शुद्ध लैम्डा-गन्धक है। यह

ठंडा होने पर एकानताक्ष गन्धक देता है। जैसे जैसे तापक्रम बढ़ाया जाता है, द्रव गन्धक में म्यू-गन्धक की मात्रा बढ़ती जाती है। कथनांक के निकट ३०% से अधिक द्रव म्यू-गन्धक बन जाता है। म्यू-गन्धक को शीघ्रता से ठंडा किया जाय, तो यह लचीला गामा-गन्धक देता है। पर यदि इस म्यू-गन्धक को धीरे धीरे ठंडा करें तो पहले यह लैम्डा-गन्धक में परिणत होता है, और फिर जमने पर एकानताक्ष गन्धक देता है। भिन्न भिन्न तापक्रमों पर म्यू-गन्धक की मात्रा इस प्रकार है— 120° पर ३.६%, 160° पर ११%, 188.7° पर ३०% से अधिक।

गन्धक-वाष्प—गन्धक 188.7° पर उबलता है, और इसकी वाष्पें गहरे लाल रंग की होती हैं। इन वाष्पों को यदि ज़ोरों से गरम किया जाय तो यह पीले रंग की हो जाती हैं। सन् १८३२ में ड्यूमा (Dumas) ने पता लगाया कि 128° पर इसका वाष्प घनत्व ६५ है, अर्थात् अणुभार 160 हैं। इस आधार पर इसका अणु S_6 होता है। यदि तापक्रम और बढ़ाया जाय तो घनत्व गिरने लगता है, और ड्यूमा की धारणा के आधार पर S_4 और S_2 अणु बनते हैं। सन् १८८० में बिल्ट्ज (Biltz) ने निम्न अंक वाष्प-घनत्व के संबंध में प्राप्त किये—

तापक्रम 186°	128°	रक्तताप
घनत्व ११३	१०२	३२
सूत्र S_7 से अधिक	S_6 से अधिक	S_2

बिल्ट्ज की धारणा है कि लगभग प्रत्येक तापक्रम पर निम्न साम्य स्थापित होता है

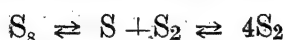


अर्थात् अष्ट-परमाणुक अणु सीधे ही द्वय-परमाणुक अणुओं में परिणत होते हैं, S_7 , S_6 , S_4 आदि की कल्पना व्यर्थ है। कथनांक पर भी सब अणु S_8 नहीं होते।

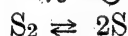
कार्बन डिसलफाइड या गन्धक क्लोराइड के वाष्पदाब का घुले हुए गन्धक द्वारा अवनमन देखने पर भी यही धारणा पुष्ट होती है, कि विलयनों में गन्धक का अणु S_8 है।

ब्लायर (Bleier) और कोहन (Kohn) ने 1600 में यह देखा कि दाब कम करके गन्धक का कथनांक कम करा दिया जाय, और फिर

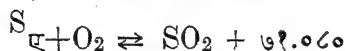
इस प्रकार प्राप्त वाष्पों का घनत्व निकाला जाय, तो वाष्पघनत्व बढ़ जाता है। २ मि० मी० दाब पर प्राप्त वाष्प का 1.43° पर जो घनत्व है, उसके आधार पर गन्धक के अणु में ७८५ परमाणु होने चाहिये। कुछ लोभों की धारणा जिम्न साम्य के पक्ष में है—



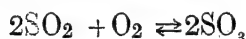
नर्स्ट (Nernst) के प्रयोगों से पता चलता है कि $1400-2000^\circ$ तापक्रम के निकट लगभग ४५% अणु गन्धक परमाणु में परिणत हो जाते हैं—



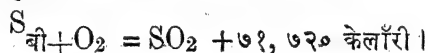
गन्धक के रासायनिक गुण—गन्धक हवा में जल कर नीली ज्वाला देता है, और गन्धक ट्राइऑक्साइड बनता है—



प्रतिक्रिया में थोड़ा सा ट्राइऑक्साइड भी बनता है—



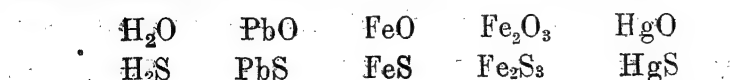
गन्धक 250° पर जलने लगता है। ज्वलनबिन्दु इतना कम होने के कारण इसका उपयोग दियासलाई में होता है। एकानतात् गन्धक के हवा में जलने पर कुछ अधिक ताप विसर्जित होता है—



ऑक्सीजन के वातावरण में जलने पर गन्धक सुन्दर बैंगनी रंग की ज्वाला देता है।

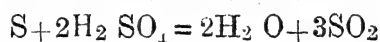
ऐसे पदार्थों के साथ मिलने पर जो आसानी से ऑक्सीजन दे सकते हैं, जैसे शोरा, पोटैशियम क्लोरेट आदि, यह विस्फोटक चूर्ण देता है। साधारण बारूद में १ भाग गन्धक, एक भाग क्रोयला और ६ भाग पोटैशियम नाइट्रेट होता है।

गन्धक फॉस्फोरस से संयुक्त होकर फॉस्फोरस पंचसलफाइड, P_2S_5 , आर्सेनिक के साथ आर्सेनियस सलफाइड, As_2S_3 , और कार्बन के साथ कार्बन ट्रासलफाइड, CS_2 , देता है। अनेक धातुओं के साथ संयुक्त होकर सलफाइड बनाता है जो संगठन में ऑक्साइडों से मिलते जुलते हैं।

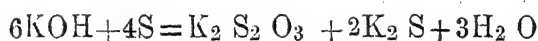


हैलोजनों के साथ गन्धक अनेक प्रकार के यौगिक जैसे SF_6 , S_2Cl_2 आदि देता है।

गन्धक पर पानी और उपचायक अम्लों को छोड़ कर शेष अम्लों की प्रतिक्रिया नहीं होती है। सान्द्र नाइट्रिक और सल्फ्यूरिक एसिडों के योग से गन्धक धीरे धीरे उपचित होकर सल्फ्यूरिक एसिड या डिआक्साइड बन जाता है—



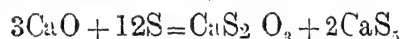
क्षारों के साथ गन्धक सल्फाइड और थायोसल्फेट देता है। कॉस्टिक पोटाश के साथ पहले तो पोटैशियम थायोसल्फेट और सल्फाइड बनते हैं—



फिर पोटैशियम सल्फाइड कुछ और गन्धक से मिल कर पञ्चसल्फाइड K_2S_5 बनाता है जो भूरे रंग का है।



इसी प्रकार चूने और गन्धक के योग से कैल्शियम थायोसल्फेट और कैल्शियम पंचसल्फाइड बनते हैं—

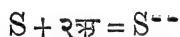


गन्धक के उपयोग—गन्धक का व्यवसाय में और दवाइयों के बनाने में बड़ा उपयोग है। कागज़ के कारखानों में लुगदी को नीरंग करने के लिये गन्धक से बने कैल्शियम और मैगनीशियम बाइसल्फाइड का उपयोग होता है। गन्धक का चूर्ण पौधों के नाशक कीड़ों को मारने में काम आता है। सल्फ्यूरिक एसिड का तो समस्त व्यवसाय इसी पर निर्भर है। रबर को वल्केनाइज करने में भी इसका व्यवहार होता है (इस काम के लिये गन्धक को गन्धक ब्लोराइड में परिणत करते हैं)। गोला बारूद के कारखानों में और आतिशबाजी के मसालों में इसका उपयोग होता है। दियासलाई के व्यवसाय में तो गन्धक और फॉस्फोरस ही मुख्य है। गन्धक आर्थरमाइट (मलहम) त्वचा के रोगों में काम आता है। अनेक रंगों के तैयार करने में गन्धक और उसके यौगिकों का व्यवहार होता है।

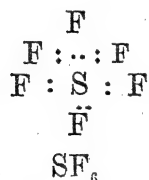
गन्धक का परमाणुभार और संयोज्यता—गन्धक के अनेक वाष्पशील यौगिकों का वाष्पघनत्व निकालने पर गन्धक का परमाणुभार ३२

ठहरता है। कोई भी गन्धक यौगिक ऐसा नहीं है जिसमें प्रतिग्राम अणु गन्धक की मात्रा ३२ से कम हो। रिचार्ड्स (Richards) ने सोडियम कार्बोनेट की ज्ञात मात्रा को सोडियम सल्फेट में परिणत किया। दोनों की मात्राओं के अनुपात के आधार पर उससे गन्धक का परमाणुभार निश्चित किया। सिलवर सल्फेट को हाइड्रोजन क्लोराइड के प्रवाह में गरम करके उसने सिलवर क्लोराइड बनाया। दोनों की मात्राओं के अनुपात पर उसने परमाणुभार ३२.०६ निर्धारित किया।

गन्धक धातुओं और अधातुओं के योग से अनेक प्रकार के यौगिक देता है। अधातुओं के साथ बने यौगिक अम्लीय (nonpolar) होते हैं। धातुओं के साथ बने यौगिक बहुधा क्षारीय (polar) होते हैं। जैसा कहा जा चुका है, गन्धक के परमाणु में ऋणाणु उपक्रम $1s^2, 2s^2, 2p^4, 3s^2, 3p^4$ अर्थात् २, ८, ६ है। बाह्यतम कक्ष में दो ऋणाणु और हों तो यह संतृप्त हो जाता है (२, ८, ८)। इस प्रकार यह दो ऋणाणु लेकर क्षारीय यौगिक बनाता है —



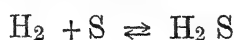
इस प्रकार क्षारीय यौगिकों (जैसे सल्फाइड) में इसकी संयोज्यता २ है। इसके सहसंयोज्य यौगिकों के लिये इसके पास ६ ऋणाणु हिस्सा लगाने के लिये हैं। अतः गन्धक की अधिकतम संयोज्यता ६ हो सकती है—अर्थात् गन्धक के चारों ओर १२ ऋणाणुओं का एक वलय बन जाता है।



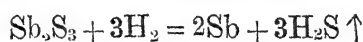
बाहर ऋणाणुओं का वलय बहुधा अपवाद रूप से ही मिलता है, अधिकतर तो आठ ऋणाणुओं का वलय ही पाया जाता है।

हाइड्रोजन सल्फाइड, या सल्फुरेटेड हाइड्रोजन, H_2S बहुत से कार्बनिक पदार्थों के खोह जाने पर (putrefy) जो दुर्गन्धमय गैसें निकलती हैं उनमें से हाइड्रोजन सल्फाइड भी एक है। सन् १७७७ में शीले (Scheele) ने इस गैस की पहले बार विवेचना की। यह गैस निम्न प्रतिक्रियाओं द्वारा बनायी जा सकती है—

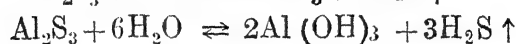
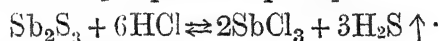
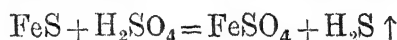
(१) हाइड्रोजन और उबलते हुये गन्धक के योग से—



(२) हाइड्रोजन और सल्फाइडों के योग से—



(३) सल्फाइडों पर पानी या अम्ल के प्रभाव से —



(४) कार्बनिक द्रव्यों और गन्धक के योग से, जैसे वैसलीन या मोम को गन्धक के साथ गरम करके ।

प्रयोगशालाओं में गुणात्मक विश्लेषण में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस

का बहुत उपयोग होता है । इसके बनाने के लिये

“किप-उपकरण” (Kipp's apparatus) का बहुत

प्रयोग होता है । इस उपकरण में एक पर एक, इस प्रकार

तीन काँच के गोले होते हैं । नीचे वाले दो गोले तो

आपस में जुड़े रहते हैं, पर ऊपर वाला गोला अलग

होता है । इसमें एक लम्बा नल होता है, जो नीचे वाले

गोले तक आता है । बीच वाले गोले में एक नली और

स्टॉप काँच होता है जिससे गैस निकाली जा सकती है ।

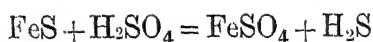
बीच वाले गोले में लोह माक्षिक या आयरन सल्फाइड

के बड़े बड़े टुकड़े रखते हैं, और ऊपर वाले गोले में

होकर नीचे वाले गोले में हलका सल्फ्यूरिक एसिड

भरा जाता है । सल्फ्यूरिक एसिड फेरस सल्फाइड के

संस्पर्श में आते ही हाइड्रोजन सल्फाइड गैस देता है—

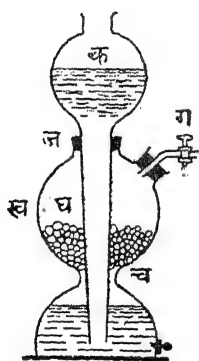


यह गैस बीच के गोले में भर जाती है । धीरे धीरे जब गैस का दाब

अधिक हो जाता है, तो एसिड इस दाब के कारण ऊपर वाले गोले में

उठ आता है, ऐसा होने पर एसिड फेरस सल्फाइड पर से अलग हो जाता

है, और प्रतिक्रिया बन्द हो जाती है । स्टॉप काँच खोल कर गैस बाहर निकाल



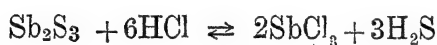
चित्र ११७—किप-

उपकरण

संस्पर्श में आते ही हाइड्रोजन सल्फाइड गैस देता है—

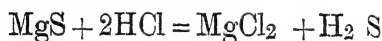
लेते हैं। ऐसा करने पर बीच वाले गोले के भीतर गैस का दाब फिर कम हो जाता है, और इसलिये ऊपर वाले गोले का ऐसिड फिर नीचे वाले गोले में होता हुआ बीच वाले गोले में फेरस सल्फाइड के संपर्क में आ जाता है। इस प्रकार का क्रम चलता रहता है। इस उपकरण में सुविधा यह है, कि उतना ही फेरस सल्फाइड खर्च होता है, जितनी गैस चाहिये। प्रतिक्रिया छतनी ही देर रहती है, जितनी देर हम गैस का उपयोग करते हैं।

शुद्ध हाइड्रोजन सल्फाइड—फेरस सल्फाइड से बना हाइड्रोजन शुद्ध नहीं होता (काम लाते समय इसे पानी में होकर प्रवाहित करते हैं)। यदि शुद्ध गैस चाहिये तो एंटीमनी सल्फाइड, Sb_2S_3 , और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड (२ भाग सान्द्र ऐसिड में १ भाग पानी मिला कर) का उपयोग करना चाहिये—

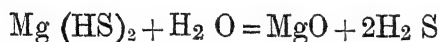


उपयोग से पूर्व इस गैस को भी पानी में धोना आवश्यक है।

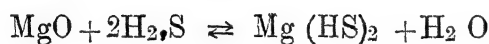
शुद्ध हाइड्रोजन सल्फाइड कैल्शियम या मैग्नीशियम सल्फाइड को ऐसिड से प्रभावित करके भी बना सकते हैं—



मैग्नीशियम हाइड्रोसल्फाइड को 60° तक गरम करने पर भी शुद्ध गैस निकलती है—



मैग्नीशियम हाइड्रोसल्फाइड मैग्नीशिया को पानी में आस्रित करके फेरस सल्फाइड द्वारा बनाये गये अशुद्ध हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से बनता है—



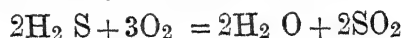
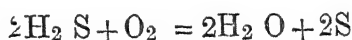
यदि और शुद्ध हाइड्रोजन सल्फाइड प्राप्त करना हो तो द्रव वायु के योग से हाइड्रोजन सल्फाइड को जमा ले। यह गैस तो ठोस हो जायगी, और इसके साथ जो हाइड्रोजन आदि अशुद्धियाँ हैं, वे न जमेंगी। इस प्रकार ये अलग हो जायंगी। अब ठोस हाइड्रोजन सल्फाइड को गरम करें तो पहले जमी हुई अशुद्धियाँ उबल कर बाहर आवेंगी। थोड़ी देर के बाद शुद्ध हाइड्रोजन सल्फाइड निकलेगा।

हाइड्रोजन सल्फाइड के गुण—हाइड्रोजन सल्फाइड नीरंग गैस है जिसमें सड़े अंडे की सी दुर्गन्ध होती है। यदि गैस शुद्ध हो, तो उसमें इतनी तीव्र दुर्गन्ध नहीं होती। यह गैस बहुत विषैली है। १००० भाग हवा में १ भाग यह गैस हो, तो इस हवा में मृत्यु तक हो सकती है। हलके क्लोरीन को सूँघ कर इसका विषैला प्रभाव कुछ दूर किया जा सकता है।

यह गैस हवा की अपेक्षा थोड़ी भारी है। हाइड्रोजन की अपेक्षा इसका घनत्व १.७ है। यह आसानी से द्रवीभूत की जा सकती है। इसका क्वथनांक -६१° है और हिमांक -८२.६° । पानी में ०° पर ४.४ आयतन और १५° पर ३.२ आयतन घुलती है।

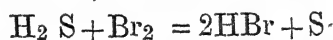
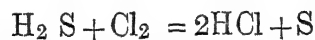
आवर्त संविभाग के नियम के आधार पर पानी का द्रवणांक और क्वथनांक हाइड्रोजन सल्फाइड से कम होना चाहिये। पर ऐसा नहीं है। यह इसलिये कि पानी का अणु गुणित है— $(\text{H}_2\text{O})_2$ या $(\text{H}_2\text{O})_3$ । हाइड्रोजन सल्फाइड का अणु गुणित नहीं है।

हाइड्रोजन सल्फाइड हवा में आसानी से जलता है और जलने पर नीली ज्वाला निकलती है। प्रतिक्रिया के पदार्थ ऑक्सीजन की मात्रा पर निर्भर हैं—



इनमें से पहली प्रतिक्रिया का उपयोग “चारस-क्लैस विधि” में किया जाता है जिसका उल्लेख पहले किया जा चुका है।

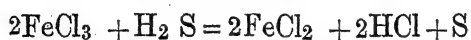
हाइड्रोजन सल्फाइड हैलोजनों के योग से गन्धक और तत्संबंधी अम्ल देता है—



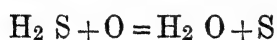
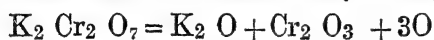
हाइड्रोजन सल्फाइड धातुओं के लवणों के विलयनों के साथ सल्फाइड बनाता है। इनमें से कुछ सल्फाइड पानी में विलेय हैं (इनके अवक्षेप नहीं आते, जैसे Na_2S , CaS), कुछ सल्फाइड एसिडों में नहीं घुलते (As_2S_3 , CuS , HgS), और कुछ एसिडों में घुलते हैं, पर अमोनिया विलयन में नहीं घुलते (जैसे FeS , MnS , ZnS आदि)। इन सल्फाइडों के रंग भी कई प्रकार के होते हैं— HgS काला, As_2S_3 सुनहरा,

Sb_2S_3 नारंगी, CdS पीला, ZnS सफेद, MnS मांस के रंग सा इत्यादि।
इस आधार पर प्रयोग-रसायन के परीक्षण में इनका महत्व विशेष है।

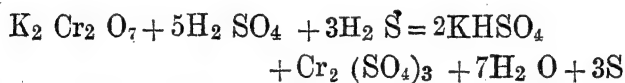
हाइड्रोजन सल्फाइड अच्छा अपचायक रस भी है। यह फेरिक क्लोराइड को फेरस क्लोराइड में परिणत कर देता है—



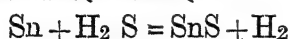
यह पोटैशियम दिक्रोमेट को क्रोमियम लवण में परिणत कर देता है—



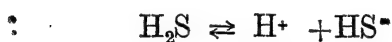
अतः



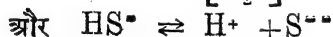
हाइड्रोजन सल्फाइड धातुओं के साथ गरम किये जाने पर हाइड्रोजन देता है और सल्फाइड बनते हैं—



हाइड्रोजन सल्फाइड बहुत निर्बल अम्ल है जिसमें आयनों का विच्छेदन निम्न प्रकार होता है—



$$\text{अतः } K = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]} = 0.91 \times 10^{-6}$$



$$\text{अतः } K_2 = \frac{[H^+][S^{--}]}{[HS^-]} = 1.2 \times 10^{-14}$$

$$\therefore K_1 \times K_2 = 1.1 \times 10^{-22} = \frac{[H^+]^2[S^{--}]}{[H_2S]}$$

$$\therefore S^{--} = \frac{[H_2S] \times 1.1 \times 10^{-22}}{[H^+]^2}$$

यदि विलयन हाइड्रोजन सल्फाइड से संतृप्त हो तो H_2S की सान्द्रता $= 0.1M$

$$\therefore S^{--} = \frac{1.1 \times 10^{-22}}{[H^+]^2}$$

इस प्रकार स्पष्ट है, कि दूसरे वर्ग में, जिसमें विलयन काफी आसानी होता है (अर्थात् $[H^+]$ की मात्रा काफी अधिक है), सलफाइड आयन की मात्रा कम होती है, और वे ही सलफाइड अवक्षिप्त होते हैं, जिनका विलेयता गुणनफल बहुत कम है (जैसे HgS , CuS आदि)। चौथे वर्ग में वे सलफाइड अवक्षिप्त होंगे जिनका विलेयता गुणक सापेक्षतः अधिक होगा। कुछ सलफाइडों की विलेयताएँ और विलेयता गुणनफल नीचे दिये जाते हैं—

सलफाइड	0° पर विलेयता (ग्राम/लीटर)	विलेयता गुणनफल
AgS	1.37×10^{-6}	1.6×10^{-12}
CuS	3.36×10^{-6}	6.4×10^{-14}
HgS	1.25×10^{-9}	8.0×10^{-13}
PbS	7.6×10^{-6}	8.2×10^{-12}
Bi_2S_3	1.7×10^{-6}	—
CdS	1.3×10^{-6}	—
MnS	6.06×10^{-6}	7.0×10^{-11}
FeS	4.67×10^{-6}	1.4×10^{-11}
ZnS	6.7×10^{-6}	1.2×10^{-13}

हाइड्रोजन सलफाइड की पहिचान लेड ऐसीटेट से भिगोये हुये कागज द्वारा की जाती है। गैस के संपर्क में आने पर यह कागज काला पड़ जायगा क्योंकि प्रतिक्रिया में लेड सलफाइड, PbS , बनता है जो काला है।

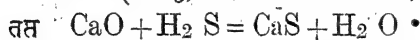
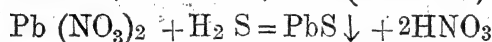
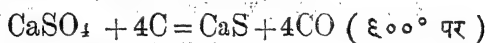
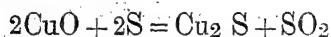
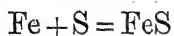
हाइड्रोजन सलफाइड की मात्रा का आयतन-अनुमापन आयोडीन विलयन द्वारा किया जाता है। प्रतिक्रिया निम्न प्रकार है—



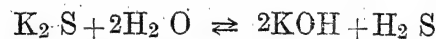
सलफाइड—इनका उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। अधातुओं के सलफाइड अधिकतर अधातु और गन्धक के योग से बनाये जाते हैं। नाइट्रोजन सलफाइड, N_4S_4 , अवश्य अपवाद है जो क्लोरोफॉर्म में घुले गन्धक क्लोराइड, S_2Cl_2 और अमोनिया गैस के योग से बनता है।

धातुओं के सलफाइड बनाने में निम्न विधियों में से किसी का उपयोग किया जा सकता है—

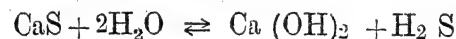
१. धातु और गन्धक साथ साथ गला कर ।
२. धातु के किसी यौगिक को गन्धक के साथ गला कर ।
३. धातु के सल्फेट को कार्बन द्वारा अपचित करके ।
४. हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा अवक्षेपण करके ।
५. क्षारों पर हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से ।



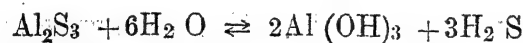
इन सल्फाइडों में सोडियम और पोटैशियम के सल्फाइड ही विलेय हैं, (अन्यों के कुछ पोलिसल्फाइड—बहुसल्फाइड—भी विलेय हैं)। ये सल्फाइड जल के संपर्क से उद्विच्छेदित हो जाते हैं—



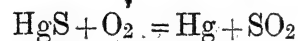
और इस प्रतिक्रिया के कारण विलयनों में हाइड्रोजन सल्फाइड की गन्ध आती है। पार्थिव क्षार तत्त्वों के सल्फाइड पानी में अविलेय हैं, पर फिर भी उनका भी विभाजन हो जाता है—



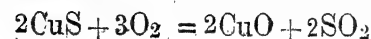
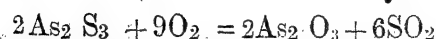
- ऐल्यूमीनियम और क्रोमियम के सल्फाइडों का पानी द्वारा पूर्ण विभाजन हो जाता है—



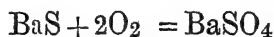
पारे का सल्फाइड हवा में गरम किये जाने पर पारा देता है—



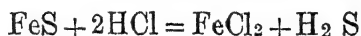
कुछ सल्फाइड जैसे आर्सेनिक और एंटीमनी के हवा में जलते हैं, और ऑक्साइड देते हैं, ताम्र सल्फाइड भी हवा में गरम होने पर ऑक्साइड देता है—



पर कुछ सलफाइड हवा में गरम किये जाने पर सलफेट देते हैं—



ऐसिडों के योग से सलफाइड बहुधा हाइड्रोजन सलफाइड देते हैं—

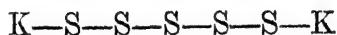


पर पारे, सीसे, बिस्मथ, ताँबे, और आर्सेनिक के सलफाइडों पर केवल नाइट्रिक ऐसिड का प्रभाव पड़ता है। प्रकृति में पाये जाने वाले कठोर सलफाइडों पर यह प्रभाव धीरे धीरे होता है। नाइट्रिक ऐसिड में ब्रोमीन मिलाने पर प्रतिक्रिया आसानी से होती है। पारे का सलफाइड अम्लराज या पोटैसियम क्लोरेट और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से आसानी से घुलता है। इन प्रतिक्रियाओं में नाइट्रेट, सलफेट और गन्धक बनता है—

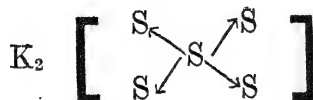


पोलिसलफाइड या बहुसलफाइड—यदि सोडियम, पोटैसियम, अमोनियम या कैल्सियम सलफाइडों को गन्धक द्वारा प्रभावित करें, तो बहुधा गन्धक घुल जाता है, और पीला या गहरे या लाल रंग का विलयन बनता है। इन विलयनों में Na_2S_3 , $\text{K}_2 \text{S}_5$, $(\text{NH}_4)_2 \text{S}_x$, CaS_5 , आदि संगठनों के जो यौगिक बनते हैं, उन्हें बहुसलफाइड कहते हैं, क्योंकि इनमें संयोज्यता के साधारण अनुपात की अपेक्षा अधिक गन्धक होता है। प्रयोगशाला में पीले अमोनियम सलफाइड का बहुत उपयोग होता है। यह अमोनिया के विलयन में गन्धक पुष्प आस्रसित करके हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करके बनाया जाता है। धीरे धीरे यह गन्धक घुल जाता है।

इन बहुसलफाइडों का संगठन निम्न प्रकार का है—

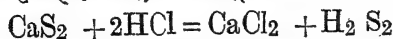


अथवा



हाइड्रोजन परसलफाइड—सन् १७७७ में शीले (Scheele) ने देखा कि यदि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के विलयन को बर्फ में ठंडा किया

जाय, और इसमें कैल्सियम बहुसलफाइड का विलयन धीरे धीरे छोड़ा जाय, तो एक पीला तेल पृथक् होता है, जो हाइड्रोजन परसलफाइड है—



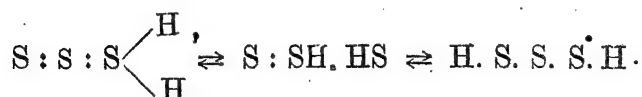
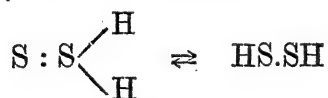
यदि कैल्सियम बहुसलफाइड में हाइड्रोक्लोरिक एसिड छोड़ा जाय, तो केवल गन्धक अवक्षिप्त होगा—



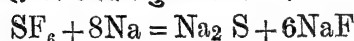
हाइड्रोजन परसलफाइड के पीले तेल में H_2S_2 के अतिरिक्त H_2S भी है। ये दोनों अस्थायी पदार्थ हैं, और धीरे धीरे गन्धक और हाइड्रोजन सलफाइड में परिणत हो जाते हैं।

इस पीले तेल में तीक्ष्ण गन्ध होती है। इसका घनत्व 1.17 है, यह बैंजीन और कार्बन डिसलफाइड में विलेय है, पर एल्कोहल में कम घुलता है और इसके द्वारा विभाजित भी हो जाता है।

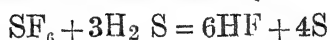
सन् १८८५ में सेबातिये (Sabatier) ने मिश्रित हाइड्रोजन परसलफाइड को क्षीण दाब में सखित करके कई अंशों में पृथक् किया। $40-100$ मि० मी० दाब के बीच में जो अंश मिला वह H_2S_2 और H_2S_4 के बीच का था—संभवतः H_2S_2 और घुले हुये गन्धक का मिश्रण था। सन् १९०८ में हॉन (Hohn) ने मिश्रित तेल में से दो अंश प्राप्त किये—(१) हाइड्रोजन त्रिसलफाइड—हलका पीला द्रव; घनत्व 1.486 , द्रवणांक -42° , क्वथनांक $43.50/4.5$ मि० मी०। (२) हाइड्रोजन द्विसलफाइड H_2S_2 पीला द्रव, घनत्व 1.366 , क्वथनांक 74° । यह दूसरा द्रव सापेक्षतः जल्दी विभाजित होता है। तेल में निम्न साम्य मिलता है—



गन्धक के फ्लोराइड—गन्धक फ्लोरीन गैस में स्वतः जल उठता है और एक नीरंग गैस गन्धक षटफ्लोराइड, SF_6 , मिलती है। इसे 160° में मोयसाँ (Moissan) और लेबो (Lebeau) ने तैयार किया था। यह गैस नाइट्रोजन की तरह निष्क्रिय है, पर उबलते हुये सोडियम द्वारा विच्छिन्न हो जाती है—

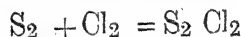


इसका आपेक्षिक घनत्व ७३ है, और यह -५५° पर जमती है। गलित कॉस्टिक पोटाश, तप्त लेड क्रोमेट या ताँबे की भी इस पर कोई प्रतिक्रिया नहीं होती। हाइड्रोजन सल्फाइड और गन्धक षट्फ्लोराइड के योग से हाइड्रोफ्लोरिक एसिड और गन्धक मिलता है—

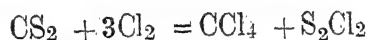


निष्क्रियता में यह फ्लोराइड कार्बन चतुःक्लोराइड के समान है क्योंकि दोनों में अधिकतम संयोज्यता द्वारा हैलोजन संयुक्त हैं।

गन्धक एक-क्लोराइड, S_2Cl_2 —फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड के समान बनाया जाता है। सन् १८८४ में थामसन (Thomson) ने भस्मके में गन्धक गला कर उस पर क्लोरीन गैस प्रवाहित की—

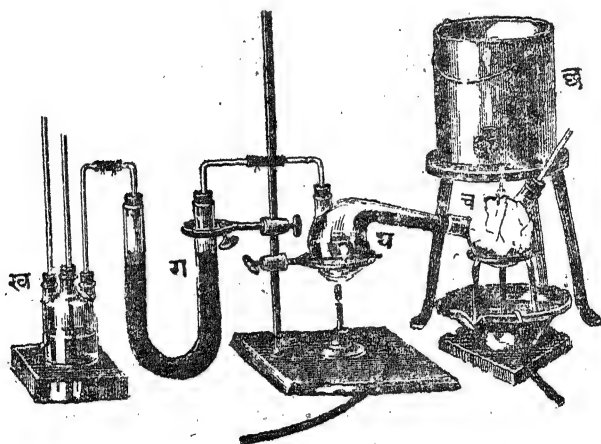


व्यापारिक मात्रा में यह कार्बन डिसल्फाइड और क्लोरीन के योग से बनाया जाता है—



इस प्रतिक्रिया में यह उत्पन्न कार्बन चतुःक्लोराइड तो मुख्य पदार्थ है, और गन्धक क्लोराइड गैस।

गन्धक एक-क्लोराइड पीला द्रव है जिसमें तीक्ष्ण दुर्गन्ध होती है।



नम्र हवा में यह धुआँ देती है। द्रव का घनत्व १.७०६ है और क्वथनांक ११८° । यह -८०° पर जमता है। इसका वाष्प घनत्व ६७.६ है। पानी के योग

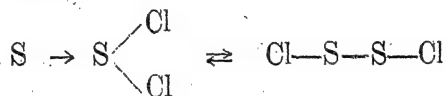
चित्र ११८—गन्धक एक-क्लोराइड तैयार करना
से इसमें निम्न प्रतिक्रिया होती है—



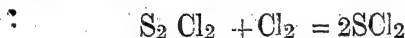
यह प्रतिक्रिया धीरे धीरे होती है। थायोसलफ्यूरिक एसिड के अतिरिक्त इस प्रतिक्रिया में गन्धक के अनेक अन्य ऑक्सि एसिड भी बनते हैं (जैसे पंचथायोनिक एसिड, $H_2 S_5 O_6$ आदि)। धातुओं के साथ गरम करने पर यह विभाजित हो जाता है।

गन्धक क्लोराइड में ६६ प्रतिशत तक गन्धक आसानी से घुल जाता है। इस क्लोराइड का मुख्यतः उपयोग रबर के परिपक्व (बल्केनाइज) करने में है। इस काम के लिये बन्द कमरे में रबर को रखते हैं, और गन्धक क्लोराइड वाष्पों से संतृप्त करते हैं। अथवा बैंज़ीन में गन्धक क्लोराइड घोलते हैं, और फिर इससे रबर का योग कराते हैं।

संभवतः गन्धक एक-क्लोराइड में निम्न दो रूपों का साम्य है—



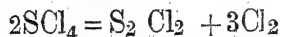
गन्धक द्विक्लोराइड, SCl_2 —गन्धक एक-क्लोराइड को क्लोरीन द्वारा संतृप्त करने पर यह बनता है—



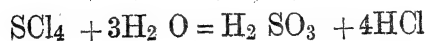
यह गहरे लाल रंग का द्रव है। गरम करने पर यह गन्धक एक-क्लोराइड और क्लोरीन देता है—



गन्धक चतुःक्लोराइड, SCl_4 —यदि गन्धक एकक्लोराइड को -22° तक ठंडा किया जाय और फिर देर तक क्लोरीन गैस से संतृप्त करें, तो यह बनता है। यह पीला-भूरा द्रव है। जम कर यह पीला सफेद ठोस पदार्थ देता है जिसका द्रवणांक -30° है। यह अस्थायी पदार्थ है, —हवा के तापक्रम पर आते ही विभाजित हो जाता है—



पानी के साथ प्रतिक्रिया करके यह सलफ्यूरस और हाइड्रोक्लोरिक एसिड देता है—



गन्धक एक ब्रोमाइड, S_2Br_2 —गन्धक और ब्रोमीन को बन्द नली में साथ साथ गरम करने पर यह बनता है। इसका क्वथनांक $57^\circ/0.22$ मि.मी., और द्रवणांक -46° है। यह लाल रङ्ग का है।

गन्धक के आयोडाइड नहीं ज्ञात हैं।

गन्धक के ऑक्साइड—गन्धक के निम्न ऑक्साइड ज्ञात हैं जो गन्धक के किसी न किसी एसिड के अनुद या एनहाइड्राइड हैं—

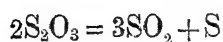
ऑक्साइड	एसिड जिसका अनुद है
(१) गन्धक एकौक्साइड, SO	सलफौक्सिलिक, H_2SO_2
(२) गन्धक द्विऑक्साइड, SO_2	सलफ्यूरस, H_2SO_3
(३) गन्धक सेस्क्विऑक्साइड, S_2O_3	हाइपोसलफ्यूरस, $H_2S_2O_4$
(४) गन्धक त्रिऑक्साइड, SO_3	सलफ्यूरिक, H_2SO_4
(५) गन्धक सप्तौक्साइड, S_2O_7	परसलफ्यूरिक, $H_2S_2O_8$
(६) गन्धक चतुःऑक्साइड, SO_4	एक-परसलफ्यूरिक, H_2SO_5

गन्धक एकौक्साइड, SO —गन्धक द्विऑक्साइड और गन्धक को मिश्रित वाष्पों में विद्युत् विसर्ग प्रवाहित करने पर यह बनता है। यदि गन्धक को ऑक्सीजन में कम दाब पर जलायें, तो द्विऑक्साइड के साथ यह भी थोड़ा सा बनता है। यह गैस नीरंग है, और बड़ी सुकुमार है अर्थात् पानी या चिकनाई के योग से शीघ्र विभाजित हो जाती है। 100° पर यह १ मिनट में ही पूर्ण रूप से विभक्त हो जाता है। ऑक्सीजन के साथ मिला कर विद्युत् चिनगारी प्रविष्ट करते ही, यह द्विऑक्साइड में परिणत हो जाता है। क्षारों के योग से यह एक द्रव देता है जो संभवतः सोडियम सलफौक्जलेट, Na_2SO_2 हो।



यह द्रव नील रंग को विरंजित कर देता है।

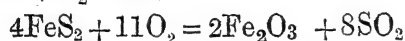
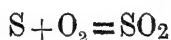
गन्धक सेस्क्विऑक्साइड या एकार्ध ऑक्साइड, S_2O_3 —गलाये गये गन्धक त्रिऑक्साइड में 15° पर गन्धक घोलने पर यह बनता है। यह नील-हरे रंग का मणिभीय पदार्थ है जो धूमवान सलफ्यूरिक एसिड में घुल कर नीला विलयन देता है। यह भी अस्थायी पदार्थ है और शीघ्र विभक्त हो जाता है।



इसका धूमवान सलफ्यूरिक एसिड में नीला विलयन कुछ रंगों (जैसे थायो-पायरोनिन) के व्यवसाय में काम आता है।

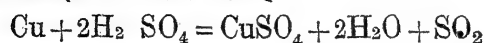
गन्धक द्विआक्साइड, SO_2 —गन्धक जलाने से जो वाष्प उठती है, उससे हमारा परिचय पुराना है। इस वाष्प या धूम का उपयोग गन्दी हवा को शुद्ध करने और कपड़ों के रंगों को उड़ाने में किया जाता रहा है। सन् १७०२ में स्टाल (Stahl) ने यह देखा कि यह गैस क्षारों के संयोग से विचित्र लक्षण देती है जो सलफाइड और सल्फेटों के बीच के हैं। स्टाल के समय में फ्लोजिस्टनवाद का प्रभुत्व था अतः इस गैस का नाम फ्लोजिस्टिकेटिट विट्रिओलिक एसिड रखा गया। सन् १७७८ में प्रीस्टले (Priestley) ने सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड और पारे को गरम करके शुद्ध गन्धक द्विआक्साइड गैस तैयार की। उसने इस गैस का नाम “विट्रिओलिक एसिड एयर” रखा था। लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने १७७७ में इस गैस की ठीक रचना निर्धारित की।

गन्धक द्विआक्साइड वायु के प्रवाह में गन्धक जला कर अथवा लोह मात्निक (आयरन पायरायटीज़) को तपा कर बहुधा बनाया जा सकता है।



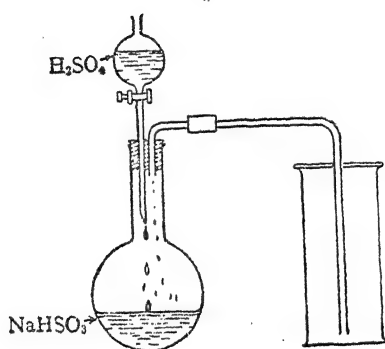
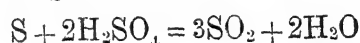
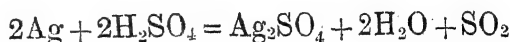
इस प्रकार प्राप्त गैस में हवा का नाइट्रोजन भी मिला रहता है। पर फिर भी लोह मात्निक द्वारा प्राप्त गैस बड़ी सस्ती पड़ती है। यह ध्यान रहे कि इस प्रकार प्राप्त गैस में आर्सेनिक आक्साइड भी होता है। यदि गैस का यह मिश्रण पानी में प्रवाहित किया जाय, तो गन्धक द्विआक्साइड काफी बुल जाता है। इस विलयन को गरम करने पर लगभग शुद्ध गन्धक द्विआक्साइड गैस ही निकलेगी। इसे सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में प्रवाहित करके शुष्क किया जा सकता है, और फिर दाब बढ़ा कर द्रवीभूत कर सकते हैं।

अपचयन द्वारा गंधक द्विआक्साइड—प्रयोगशालाओं में सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड को ताँबे, पारे या कार्बन (कोयले) द्वारा अपचित करके गन्धक द्विआक्साइड गैस तैयार करते हैं—

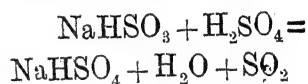


सरल विधि यह है कि एक फ्लास्क में ताँबा (५० ग्राम) लो, और फ्लास्क में थिसेल-फनेल और वाहक नली लगाओ। फनेल द्वारा सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड ताँवे पर छोड़ते जाओ। फ्लास्क को बर्नर से गरम करो। गन्धक द्विआक्साइड गैस निकलेगी। हवा की अपेक्षा से इसका घनत्व २.२६ है अतः हवा के स्थानापन्न द्वारा सरलता से यह इकट्ठा की जा सकती है।

सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड का अपचयन चाँदी या गन्धक द्वारा भी किया जा सकता है—



बाइसलफाइट द्वारा गन्धक द्विआक्साइड—सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में उतना ही पानी मिला कर यदि सोडियम बाइसलफाइट पर डाला जाय, तो गन्धक द्विआक्साइड गैस निकलती है।



इस विधि द्वारा यह गैस बड़ी

चित्र ११६—बाइसलफाइट से गन्धक

द्विआक्साइड गैस तैयार करना

गन्धक जब ऑक्सीजन में जलता है तो आयतन में कोई परिवर्तन नहीं होता। अतः १ आयतन गन्धक द्विआक्साइड में एक आयतन ऑक्सीजन है अतः इस गैस का सूत्र SnO_2 हुआ। इस गैस का हाइड्रोजन की अपेक्षा वाष्प घनत्व ३२ है अतः अणुभार ६४ है। अतः

$$SnO_2 = n \times 32 + 16 \times 2 = 64$$

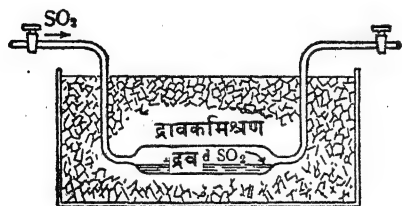
$$\therefore n = 1$$

अतः इस गैस का सूत्र SO_2 हुआ।

गैस के गुण—यह नीरंग गैस है। इसमें दम घुटाने वाली गन्ध होती है। यह विषैली है, अतः इसका धुआँ कीटाणुओं को मारने में काम आता है। इस काम के लिये आजकल फॉर्मेलडीहाइड का व्यवहार अधिक होता है,

क्योंकि यह कपड़े का रंग नष्ट नहीं करता (गन्धक द्विऑक्साइड से रंग भी उड़ जाता है) ।

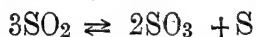
यह गैस साधारण तापक्रम पर ही २-४ वातावरण के दाब से द्रवीभूत की जा सकती है। यह द्रव नीरंग है और -१०° पर उबलता है। अतः साधारण द्रावण मिश्रण ही इस गैस को द्रवीभूत कर सकता है। इस द्रव में अनेक लवण विलेय हैं, और लवण घुल कर इसमें आयनीकृत भी होते हैं (पानी की माध्यमिक संख्या ८१ है, और इस द्रव की १३.७५)।



यह गैस पानी में अच्छी तरह

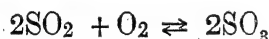
चित्र १२०— SO_2 का द्रवीभवन घुलती है— 0° पर १ आयतन पानी में ७६.७६ आयतन और २०° पर ६६.३७ आयतन।

(१) यह गैस ऊँचे तापक्रम तक गरम की जाने पर निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार विभक्त हो जाती है—

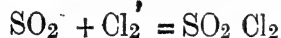


सूर्य के प्रकाश से भी इसी प्रकार का परिवर्तन होता है। यदि लम्बी नली में यह गैस ली जाय और सूर्य के प्रकाश में आलोकित की जाय, तो गन्धक त्रिऑक्साइड का श्वेत बादल सा उठेगा।

(२) लैटिनम के समान उत्प्रेरकों की विद्यमानता में यह गैस ऑक्सीजन से संयुक्त होकर त्रिऑक्साइड देती है—



(३) क्लोरीन के साथ संयुक्त होकर यह सल्फ्यूरिक क्लोराइड देती है—



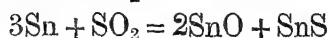
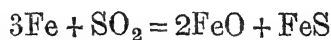
यह प्रतिक्रिया कपूर द्वारा उत्प्रेरित होती है। ब्रोमीन और फ्लोरीन के साथ सल्फ्यूरिल ब्रोमाइड, SO_2Br_2 और फ्लोराइड, SO_2F_2 भी बनते हैं।

(४) गन्धक द्विऑक्साइड वस्तुओं के जलने में सहायक नहीं है पर यदि इस गैस में पोटैशियम धातु को गरम करें तो यह जल उठता है—

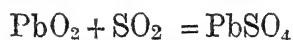


सलफाइट थायोसलफेट

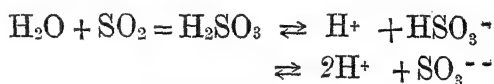
(५) वंग (टिन) और लोहे का चूर्ण भी गरम करने पर इस गैस में जलता है—



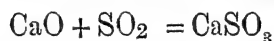
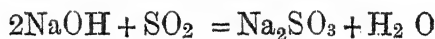
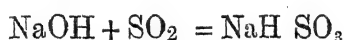
(६) यदि लेड परौक्साइड को चमचे में गरम करके इस गैस में रखा जाय तो यह दहकने लगता है, और सफेद लेड सल्फेट बनता है—



(७) इसका पानी में विलयन थोड़ा सा अम्लीय होता है, पर सल्फ्यूरस ऐसिड शुद्ध रूप में विलयन में से अलग नहीं किया जा सकता—



क्षारों के साथ यह गैस सल्फाइट और बाइसल्फाइट, दो प्रकार के लवण देती है—

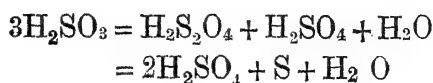


सल्फ्यूरस ऐसिड —जैसा अभी कहा जा चुका है, गन्धक द्विऑक्साइड गैस पानी में घुल कर हल्का सा अम्ल देती है जो नीले लिटमस को लाल कर देता है। यह अम्ल सल्फ्यूरस ऐसिड है। इसमें मुक्त द्विऑक्साइड की गन्ध होती है। विलयन में से शुद्ध मुक्त अम्ल कभी पृथक् नहीं किया जा सका है। यदि पानी-गैस का संतृप्त विलयन खूब ठंडा किया जाय तो गन्धक द्विऑक्साइड के हाइड्रेट, $\text{SO}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के मणिभ मिलेंगे।

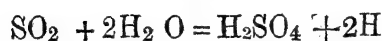
ऐसिड के विलयन को गरम करने पर गन्धक द्विऑक्साइड गैस निकलती है—



पर यदि ऐसिड के विलयन को बन्द नली में गरम किया जाय तो 150° पर गन्धक पृथक् होगा। प्रतिक्रिया में पहले तो हाइपोसल्फ्यूरस ऐसिड बनता है—



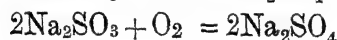
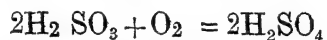
सल्फ्यूरस एसिड में विरंजक गुण हैं, अर्थात् प्राकृतिक रंगों को यह उड़ा देता है। इस प्रकार इसका उपयोग ऊन और टोपों के तृणों का रंग उड़ाने में होता है। गन्ने के रस की सफाई भी इससे होती है। रंग उड़ाने का कारण संभवतः अपचयन प्रतिक्रिया है—



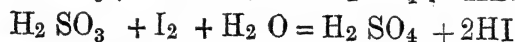
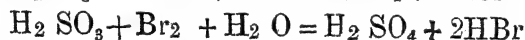
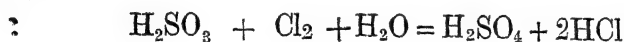
अथवा कभी कभी यह कार्बनिक अणुओं से संयुक्त होकर नीरंग पदार्थ भी देता है, और इसलिए रंग उड़ जाता है।

अपचयन प्रतिक्रियायें—गन्धक द्विऑक्साइड, और सल्फ्यूरस एसिड और सल्फाइट इन तीनों में प्रबल अपचायक गुण हैं जैसा कि निम्न प्रतिक्रियाओं से स्पष्ट है—

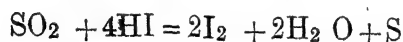
(१) हवा में सल्फ्यूरस एसिड सल्फ्यूरिक में परिणत हो जाता है, और इसी प्रकार सल्फाइट से सल्फेट बन जाते हैं—



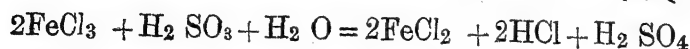
(२) सल्फ्यूरस एसिड हैलोजनों के योग से सल्फ्यूरिक एसिड बन जाता है—



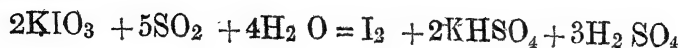
सल्फ्यूरस एसिड के विलयन का अनुमापन आयोडीन से किया जा सकता है। पर प्रक्रिया में सल्फ्यूरस एसिड के विलयन को आयोडीन के विलयन में छोड़ना चाहिए, न कि उलटा (एसिड में आयोडीन)। नहीं तो निम्न प्रतिक्रिया भी आरंभ हो जायगी—



(३) सल्फ्यूरस एसिड फेरिक लवणों को फेरस में परिणत कर देता है—

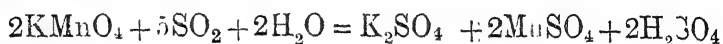


(४) सल्फ्यूरस एसिड पोटैसियम आयोडेट में से आयोडीन मुक्त कर देता है—

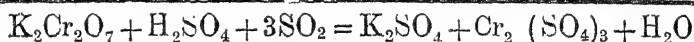
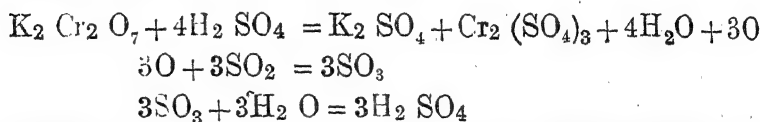


इस मुक्त आयोडीन का हाइपो या आर्सेनियस ऑक्साइड के विलयन द्वारा अनुमापन किया जा सकता है।

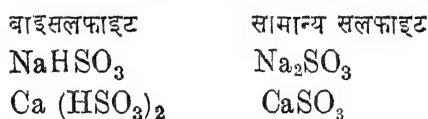
(५) गन्धक द्विऑक्साइड या सलफ्यूरस ऐसिड पोटैशियम परमैंगनेट के विलयन को रिराजित कर देता है—



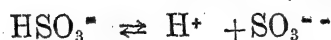
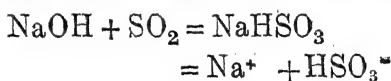
(६) पोटैशियम द्विक्रोमेट के आम्ल विलयन का पीला रंग भी सलफ्यूरस ऐसिड द्वारा हरा पड़ जाता है —



सलफाइट—सलफ्यूरस ऐसिड द्विभास्मिक ऐसिड है, अतः इसके लवण दो श्रेणियों के होंगे—बाइसलफाइट, या ऐसिड सलफाइट और सलफाइट—

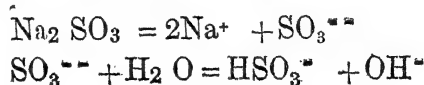


कास्टिक सोडा के विलयन के दो भाग करो। एक भाग को गन्धक द्विऑक्साइड द्वारा संतृत करो। संतृत होने पर विलयन आम्ल हो जायगा।

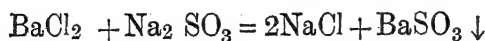


बाइसलफाइट के आयनीकरण द्वारा जो हाइड्रोजन आयन बनती हैं, वे विलयन को आम्ल कर देती हैं।

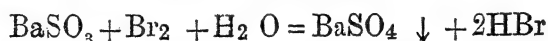
गन्धक द्विऑक्साइड द्वारा संतृत विलयन में कास्टिक सोडा के विलयन का दूसरा भाग मिला दो। इस विलयन को सुखा देने पर सामान्य सोडियम सलफाइट के मणिम $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ मिलते हैं। इस सलफाइट का विलयन उदविच्छेदन के कारण कुछ क्षारीय होता है—



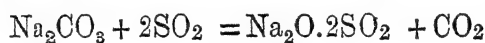
सलफाइट लवण बेरियम क्लोराइड के साथ सफेद अ।क्षेप बेरियम सलफाइट, BaSO_3 , का देते हैं, पर यह अवक्षेप हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय है।



बेरियम सलफाइट के हाइड्रोक्लोरिक एसिड वाले विलयन में यदि ब्रोमीन या क्लोरीन जल छोड़ा जाय तो बेरियम सलफाइट का उपचयन हो जाता है और बेरियम सल्फेट का अवक्षेप आता है—

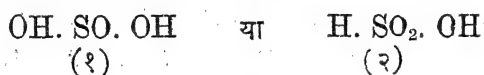


मेटाबाइसलफाइट—यदि सोडियम बाइसलफाइट के विलयन में एल्कोहल मिलाया जाय तो लवण, NaHSO_3 , अवक्षिप्त हो जाता है। पर यदि इसे गन्धक टिऑक्साइड के आधिक्य के साथ वाष्पीभूत किया जाय तो सोडियम मेटाबाइसलफाइट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, प्राप्त होता है। सोडियम कार्बोनेट, Na_2CO_3 , H_2O , के ऊपर गन्धक टिऑक्साइड प्रवाहित करने पर भी यह बनता है।



इसका उपयोग फोटोग्राफी में होता है।

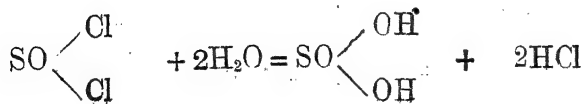
सलफ्यूरस एसिड की रचना—सलफ्यूरस एसिड को निम्न दो सूत्रों में से किसी सूत्र द्वारा व्यक्त कर सकते हैं—



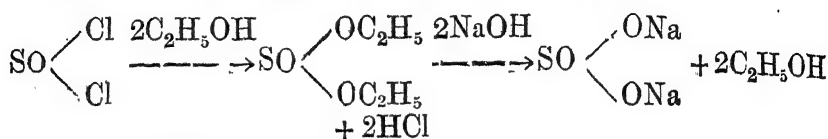
इनमें से पहला तो सच्चा सलफ्यूरस सूत्र है, और दूसरा सलफोनिक सूत्र है। दोनों ही के पद में कुछ युक्तियाँ मिलती हैं, जिनका हम उल्लेख करेंगे।

सलफ्यूरस सूत्र तो समसंगतिक (symmetrical) है और सलफोनिक सूत्र विषम संगतिक है।

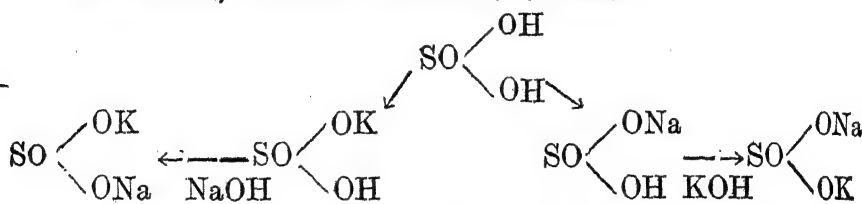
सलफ्यूरस—थायोनिल क्लोराइड, SOCl_2 , के उदविच्छेदन से सलफ्यूरस एसिड बनता देखा गया है, अतः इसका सूत्र समसंगतिक होना चाहिये—



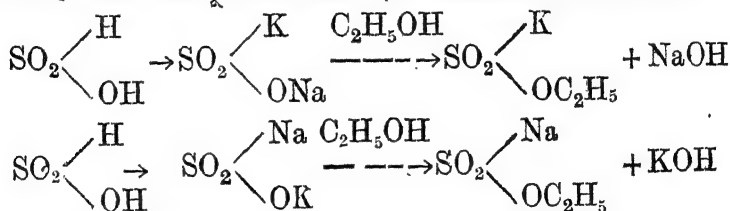
थायोनिल क्लोराइड एथिल एलकोहल के योग से द्विएथिल सलफाइट देता है। यह यौगिक कार्बोस्टिक सोडा के योग से फिर सोडियम सलफाइट देता है। ये प्रतिक्रियायें समसंगतिक सूत्र का समर्थन करती हैं—



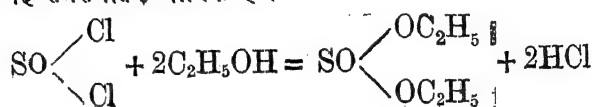
सलफोनिक—(१) सोडियम बाइसलफाइट और कार्बोस्टिक पोटाश के योग से सोडियम पोटेसियम सलफाइट, Na.K.SO_3 , बनता है। इसी प्रकार पोटेसियम बाइसलफाइट और कार्बोस्टिक सोडा के योग से पोटेसियम सोडियम बाइसलफाइट, KNaSO_3 , बनता है। अगर सलफ्यूरस ऐसिड समसंगतिक है, तो ये दोनों यौगिक एक ही होने चाहिये—



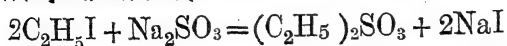
पर वस्तुतः दोनों लवण परस्पर बिल्कुल भिन्न हैं। मणिभीकरण करने पर दोनों के मणिभों में पानी की मात्रा पृथक् पृथक् है। इन दोनों पर एलकोहल का प्रभाव भी भिन्न है, दोनों से दो भिन्न एथिल सलफाइट बनते हैं। अतः सलफ्यूरस ऐसिड का सूत्र विषमसंगतिक मानना पड़ेगा—



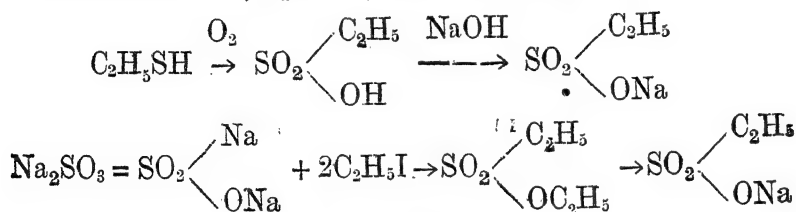
(२) हम अभी ऊपर कह चुके हैं कि थायोनिल क्लोराइड और एथिल एलकोहल के योग से द्विएथिल सलफाइट बनता है। इसका क्वथनांक १६१° है। यह समसंगतिक यौगिक है।



इस द्विएथिल सल्फाइट के अतिरिक्त एक और ऐसा ही यौगिक सोडियम सल्फाइट और एथिल आयोडाइड के योग से बनता है—

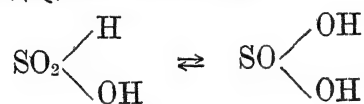


इस एथिल सल्फाइट का क्वथनांक 213.4° है, और यह समसंगतिक भी नहीं है क्योंकि यह क्राँस्टिक सोडा के योग से सोडियम एथिल सल्फोनेट देता है, जो एथिल सल्फोनिक एसिड का सोडियम लवण है। यह सल्फोनिक एसिडमरकप्टान, C_2H_5SH , के उपचयन से बनता है—

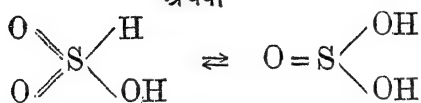


इसलिये सोडियम सल्फाइट और सल्फ्यूरस एसिड दोनों ही के अणु विषमसंगतिक होने चाहिये।

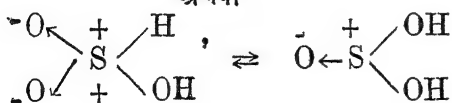
बहुत संभव है कि सल्फ्यूरस एसिड में समसंगतिक और विषम संगतिक दोनों सूत्रों का ही साम्य विद्यमान हो—



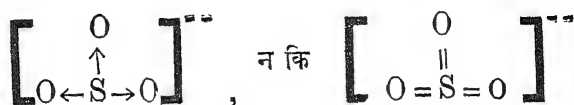
अथवा



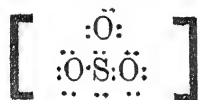
अथवा



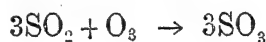
इनमें से अन्तिम दो सूत्र अर्धध्रुवीय बन्धनों द्वारा व्यक्त किये गये हैं। अष्टाणु संगठन भी इसी बात का समर्थन करता है। सल्फाइट आयन, SO_3^{--} में संयोज्य अष्टाणुओं का योग $(6 + 6 \times 3 + 2) = 26$ है, और कुल परमाणु ४ हैं, अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (4 \times 8 - 26) = 3$ । अतः सल्फाइट आयन निम्न हुई—



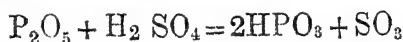
अतः सल्फाइट आयन की ऋणाणु रचना निम्न है—



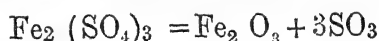
गन्धक त्रिऑक्साइड, SO_3 —ब्रोडी (Brodie) ने यह देखा कि गन्धक द्विऑक्साइड और ओज़ोन के योग से एक सफेद मणिभीय यौगिक बनता है जो गन्धक त्रिऑक्साइड है।



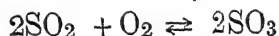
यह ऑक्साइड सल्फ्यूरिक एसिड को फॉस्फोरस पंचौक्साइड के आधिक्य के साथ स्रवण करने पर बनता है—



फेरिक सल्फेट के स्रवण द्वारा भी यह बनाया जा सकता है—



फिलिप्स (Phillips) ने सन् १८३१ में यह देखा कि यदि गन्धक द्विऑक्साइड और ऑक्सीजन के मिश्रण को प्लैटिनीकृत ऐसवेस्टस के ऊपर 400° तापक्रम पर प्रवाहित करें, तो गन्धक त्रिऑक्साइड बनता है—



व्हूलर (Wohler) ने देखा कि इस प्रतिक्रिया में लोहे, ताँबे या क्रोमियम के ऑक्साइड अथवा सिलवर वैनेडेट भी अच्छे उत्प्रेरक हैं, यदि इन्हें 600° — 700° तक तप्त रखा जाय। यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है। अतः प्रत्येक तापक्रम पर साम्य-स्थिति अलग अलग है। 450° पर २% गन्धक त्रिऑक्साइड विभक्त हो जाता है, और 700° पर ४०% विभक्त होता है।

यदि लोह मात्निक को गरम करके गन्धक द्विऑक्साइड लिया जाय और इसमें हवा मिलायी जाय, तो मिश्रित गैसों में

७% गन्धक द्विऑक्साइड

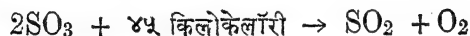
१०.४% ऑक्सीजन

८२.६% नाइट्रोजन

होते हैं। प्लैटिनीकृत ऐसबेस्टस पर भिन्न भिन्न तापक्रमों पर गन्धक त्रि-ऑक्साइड की प्रतिशतता निम्न प्रकार होगी—

तापक्रम	४३४°	५५०°	६४५°
SO ₃ (%)	६६	८५	६०

क्योंकि ताप का शोषण निम्न प्रतिक्रिया में होता है—



अतः ज्यों ज्यों तापक्रम में वृद्धि होती है, गन्धक त्रिऑक्साइड अधिक विभक्त होता है।

प्लैटिनम की विद्यमानता में ४००° के नीचे यह प्रतिक्रिया बहुत ही कम होती है, क्योंकि प्रतिक्रिया का वेग नोचे के तापक्रम पर बहुत धीमा है। अधिक गन्धक त्रिऑक्साइड प्राप्त करने के लिये तापक्रम ४००°-४५०° के बीच में रक्खा जाता है।

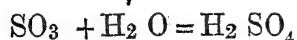
गन्धक त्रिऑक्साइड के गुण—इसके तीन रूपांतर प्रसिद्ध हैं—

(१) ऐलफा-गन्धक त्रिऑक्साइड—इसकी नीरंग सुइयाँ बर्फ के से रंग की होती हैं। इसका द्रवणांक १६.८° और क्वथनांक ४४.६° है।

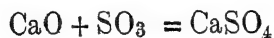
(२) बीटा-गन्धक त्रिऑक्साइड—रेशमी आभा की ऐसबेस्टस सी सुइयाँ। द्रवणांक ३२.५°

(३) गामा-गन्धक त्रिऑक्साइड—देखने में बीटा-त्रिऑक्साइड के समान। यह बीटा-त्रिऑक्साइड के परिपूर्ण शुष्कीकरण से बनता है। द्रवणांक ६२.२° (१७४३ मि० मी० दाब पर) पर साधारण वायुमंडल के दाब पर बिना गले ही इसका ऊर्ध्वपातन होता है।

गन्धक त्रिऑक्साइड पानी के योग से उग्रता के साथ प्रतिक्रिया करता है और सल्फ्यूरिक एसिड बनता है—



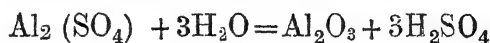
इसी प्रकार यह भास्मिक ऑक्साइडों के साथ सल्फे देता है—



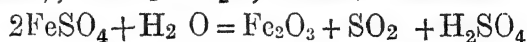
आयोडीन के साथ I₂(SO₃)₆ देता है और टेल्यूरियम के साथ Te(SO₃)₆ .

सलफ्यूरिक एसिड

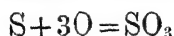
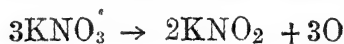
सलफ्यूरिक एसिड या गन्धक का तेज़ाब का प्रथम उल्लेख गेबर (Geber) ने किया। उसने यह एसिड फिटकरी के खवण से बनाया—



वेसिल वैलेंटाइन (Basil Valentine) ने यही एसिड कसीस (फेरस सल्फेट), $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के खवण से प्राप्त किया—



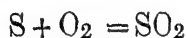
लेमरी (Lemery) और ले फेव्रे (Le Fevre) ने इसी एसिड को गन्धक और शोरे को पानी की प्याली के ऊपर जला कर तैयार किया—



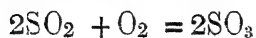
वार्ड (Ward) ने इस प्रतिक्रिया के अनुसार सलफ्यूरिक एसिड बनाने का एक छोटा कारखाना भी १७४० में खोला। इस प्रकार जो एसिड बनता था उसे “कसीस का तेल” (oil of vitriol) कहते थे। सलफ्यूरिक एसिड तैयार करने में क्राँच के बर्तनों की जगह सीसा धातु के वेश्मों (lead chambers) का प्रयोग १७४६ में रोबक (Roebuck) ने सबसे पहले किया। इनका प्रचार धीरे धीरे बढ़ने लगा। सन् १७६३ में क्लेमेंट (Clement) और डिसोर्मे (Desormes) ने इन वेश्मों में हवा प्रवाहित करने की महत्ता बताई। सन् १८०६ में इन्हीं रसायनज्ञों ने यह भी बताया कि नाइट्रोजन के ऑक्साइड सलफ्यूरिक एसिड के तैयार होने में किस प्रकार सहायता देते हैं। सलफ्यूरिक एसिड के तैयार करने की व्यापारिक विधि का यह थोड़ा सा इतिहास है।

सलफ्यूरिक एसिड के तैयार करने की विधि में तीन विशेष अंग हैं।

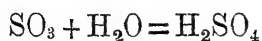
(१) गन्धक या लोह मात्निक को गरम करके गन्धक द्विऑक्साइड तैयार करना—



(२) गन्धक द्विऑक्साइड साधारणतया हवा के ऑक्सीजन से संयुक्त होकर त्रिऑक्साइड जल्दी नहीं देता है। अतः किसी विधि द्वारा (उत्प्रेरकों की सहायता से) द्विऑक्साइड को त्रिऑक्साइड में परिणत करना—



(३) गन्धक त्रिऑक्साइड की वाष्पों को पानी में धोल कर एसिड तैयार करना—



और फिर इसी एसिड को सान्द्र बनाना ।

गन्धक द्विऑक्साइड से सफलता पूर्वक त्रिऑक्साइड बनाने की दो मुख्य विधियाँ हैं—

(१) सीस-वेश्म विधि—लेड चेम्बर विधि ।

(२) संपर्क विधि—कॉन्टैक्ट विधि ।

सीसवेश्म विधि—(लेडचेम्बर विधि)—सीसे के बने वेश्मों में प्रतिक्रिया में भाग लेने वाली गैसों ये हैं—

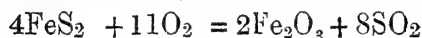
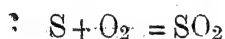
(१) मात्निक या गन्धक से प्राप्त गन्धक द्विऑक्साइड ।

(२) हवा से प्राप्त ऑक्सीजन ।

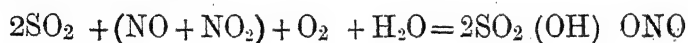
(३) भाप या पानी की भीसी ।

(४) नाइट्रोजन के ऑक्साइड ।

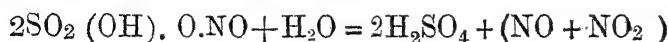
१—जब हवा में गन्धक या लोह मात्निक जलाया जाता है तो हवा और गन्धक द्विऑक्साइड का मिश्रण प्राप्त होता है—



२—हवा और गन्धक द्विऑक्साइड के मिश्रण में नाइट्रोजन ऑक्साइडों की थोड़ी सी मात्रा मिलायी जाती है—प्रतिक्रिया में पहले तो नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड नामक एक पदार्थ मिलता है । इसे “चेम्बर क्रिस्टल” (वेश्म मणिम) कहते हैं—



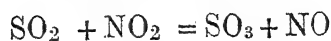
ये फिर शीघ्र स्वतः विभाजित हो जाते हैं—



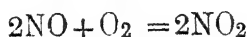
(NO + NO₂) का यह मिश्रण फिर प्रतिक्रिया में आगे भाग लेता है ।

इस प्रकार यह क्रम चलता रहता है ।

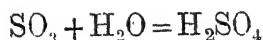
इन प्रतिक्रियाओं को इस प्रकार भी समझा जा सकता है कि असली प्रतिक्रिया नाइट्रोजन परीक्साइड और गन्धक द्विऑक्साइड में होती है—



यह नाइट्रिक ऑक्साइड, NO , फिर हवा के ऑक्सीजन से संयुक्त हो कर परीक्साइड देता है—



और इस प्रकार उतने ही नाइट्रोजन ऑक्साइडों से निरन्तर गन्धक त्रिऑक्साइड बनता रहता है। इस त्रिऑक्साइड को जल में सोख कर सल्फ्यूरिक एसिड बना लेते हैं—



वस्तुतः सीस वेष्म की प्रतिक्रियायें इतनी सरल नहीं हैं, जितनी यहाँ चित्रित की गयी हैं।

कारखाने का विवरण—(१) पायरायटीज बर्नर—सल्फ्यूरिक एसिड के कारखानों में ईंटों की बनी भट्टियों में लोह माक्षिक गरम किया जाता है। एक भट्टी में ३-५ टन माक्षिक आ जाता है। भट्टी में हवा की मात्रा नियंत्रित रखते हैं। इन भट्टियों को पायरायटीज बर्नर (माक्षिक बर्नर) कहते हैं। इनसे निकली गैसों में ७ प्रतिशत गन्धक द्विऑक्साइड, १० प्रतिशत ऑक्सीजन और ८३ प्रतिशत नाइट्रोजन होता है।

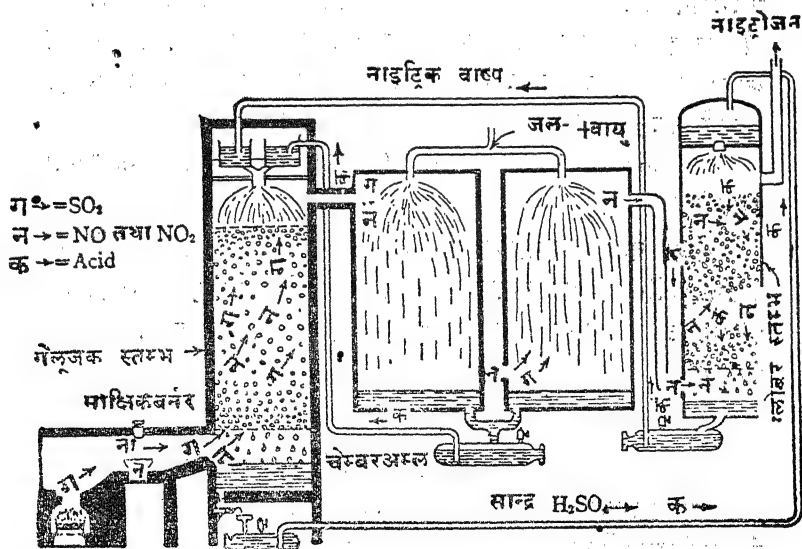
(२) धूल ग्राहक—यहाँ से गैसें निकलकर धूल ग्राहक (डस्ट कैचर) में जाती है, जहाँ इनके साथ आई हुई धूल अलग कर ली जाती है।

(३) शोरा भट्टी—इसके बाद गैसें शोरा भट्टी (नाइट्र ओवेन) में पहुँचती हैं, जहाँ शोरा (सोडियम नाइट्रेट) और गन्धक के तैलाब का मिश्रण गरम होता रहता है। यहाँ इन गैसों में नाइट्रोजन के ऑक्साइड मिल जाते हैं। जो कुछ नाइट्रोजन ऑक्साइडों की कमी हो गयी हो वह यहाँ पूरी हो जाती है (१०० भाग गन्धक जला कर जितनी गैसें बनी हों, उनके लिये ३ भाग शोरा काफी है)।

(४) ग्लोवर स्तंभ (Glover tower)—गैसें धूल ग्राहक और शोरा भट्टी में से निकल कर ग्लोवर स्तंभ में पहुँचती हैं। इस स्तंभ में अम्लजित ईंटों का अस्तर होता है और एक मेहराब के ऊपर पिलंड के टुकड़े से यह भरी होती है। यह स्तंभ बहुधा २५ फुट के लगभग ऊँचा और ७ फुट व्यास का होता है। इस स्तंभ के ऊपर दो कुंड बने होते हैं—(क) एक में

तो लेड-चेम्बर (सीस-वैश्यम) में तैयार किया गया ६५-७०% सान्द्रता वाला हलका सलपयूरिक एसिड होता है। इस एसिड में नाइट्रोजन के ऑक्साइड भी होते हैं। यह एसिड गेलूजक-स्तंभ में तैयार होता है (आगे देखो), और वहाँ से इस कुंड में लाया जाता है। इन दोनों कुंडों के ये एसिड ग्लोवर स्तंभ में ऊपर से नीचे की ओर झरते रहते हैं।

ग्लोवर स्तंभ के तीन उपयोग हैं—(क) पाइरायटीज बर्नर की गैसों को यह ठंडा करता है—तापक्रम 40° - 60° तक हो जाता है। (ख) गेलूजक स्तंभ से आये हुये नाइट्रोसलपयूरिक एसिड को यह विनाइट्रेटित करता है, अर्थात् सलपयूरिक एसिड के साथ जो नाइट्रोजन ऑक्साइड मिले हैं, उन्हें अलग करता है। यह काम चेम्बर-एसिड के साथ-योग होने पर हलका पड़ने से, और फिर तापक्रम के बढ़ने से होता है (हलका सलपयूरिक एसिड ऊँचे तापक्रम पर नाइट्रोजन के ऑक्साइडों से संयुक्त नहीं हो सकता)। (ग) ६५% वाले चेम्बर एसिड की सान्द्रता ग्लोवर स्तंभ में ७८ प्रतिशत पहुँच जाती है। इस सान्द्रता का एसिड या तो बेचा जा सकता है, या गेलूजक स्तंभ के काम आता है।



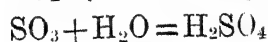
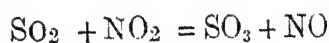
चित्र १२१—सलपयूरिक एसिड का बनना

(५) सीस वेश्म (Lead chambers)—ग्लोवर स्तंभ में से गैसें निकल कर सीसे के मोटे नल द्वारा सीसा के बने वेश्मों में पहुँचती हैं। $100 \times 25 \times 20$ फुट आकार के कई वेश्म एक दूसरे से मिले हुये बने होते हैं (चित्र में दो वेश्म दिखाये गये हैं)। सीसे के ये वेश्म लकड़ी के चौखटों में सधे रहते हैं। यहाँ गैसें भाप या द्रव पानी को भीसी के संपर्क में आती हैं। गन्धक का त्रिऑक्साइड यहाँ पानी के योग से सलफ्यूरिक एसिड बनता है, और ६५-७० प्रतिशत एसिड सीस वेश्मों के फर्श पर जमा हो जाता है। सब वेश्मों में घूमती हुई गैसें अंतिम वेश्म से जब बाहर निकलती हैं तो उनमें अधिकांश नाइट्रोजन, थोड़ा सा ऑक्सीजन, सभी नाइट्रोजन ऑक्साइड, और गन्धक द्विऑक्साइड का केवल सूक्ष्मांश होता है।

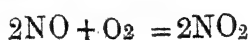
गे लूजक स्तंभ (Gay Lussac tower)—सीस वेश्मों से गैसें निकल कर गे-लूजक स्तंभ में पहुँचती हैं। यह स्तंभ ५० फुट के लगभग ऊँचा और १०-१२ फुट व्यास का होता है, और इसमें सीसे का अस्तर होता है। इसमें कठोर कोक भरा होता है। ग्लोवर स्तंभ का ७८ प्रतिशत वाला एसिड ठंडा करके इस स्तंभ में काम में लाया जाता है। गैसों में जो नाइट्रोजन के ऑक्साइड आये थे, वे इस एसिड में इस स्तंभ में फिर शोषित हो जाते हैं। इस गे-लूजक स्तंभ का उपयोग इन नाइट्रोजन ऑक्साइडों को फिर सलफ्यूरिक एसिड के साथ संयुक्त कराने का है। इस प्रकार इस स्तंभ में नाइट्रोसो-सलफ्यूरिक एसिड बन जाता है।

यह एसिड फिर ग्लोवर स्तंभ में भेजा जाता है, और यह चक्र चलता रहता है।

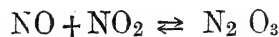
सीस वेश्म प्रतिक्रियाओं की व्याख्या—(१) बर्ज़ीलियस (Berzelius) की व्याख्या—बर्ज़ीलियस के मतानुसार नाइट्रोजन परीक्साइड के योग से गन्धक द्विऑक्साइड त्रिऑक्साइड में परिणत होता है।



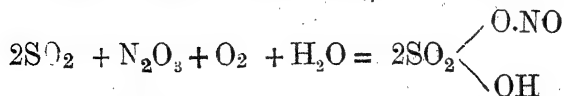
हवा के ऑक्सीजन का काम प्रतिक्रिया में उत्पन्न नाइट्रिक ऑक्साइड को नाइट्रोजन परीक्साइड में परिणत करना है -



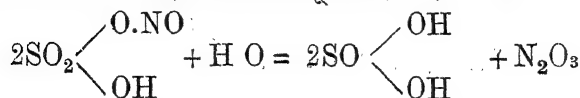
(२) डेवी (Davy) की व्याख्या—नाइट्रोजन के ऑक्साइडों में थोड़ा सा नाइट्रस अनुद, N_2O_3 , भी है जो दो ऑक्साइडों के योग से निम्न प्रकार बनता है—



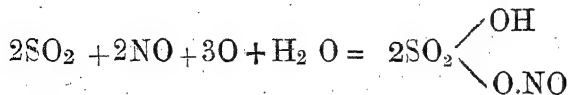
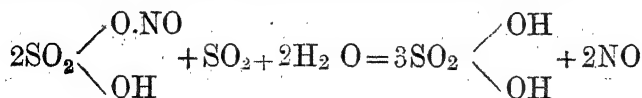
यह अनुद गन्धक द्विऑक्साइड के साथ ऑक्सीजन की विद्यमानता में नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड बनाता है (सल्फ्यूरिक एसिड के एक हाइड्रोजन को NO से स्थापित करने पर नाइट्रोसो एसिड बनता है)।



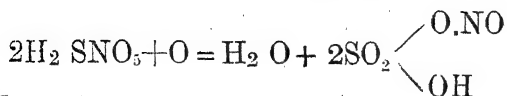
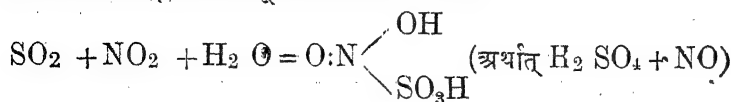
यह नाइट्रोसो एसिड उदविच्छेदन पर सल्फ्यूरिक एसिड देता है —



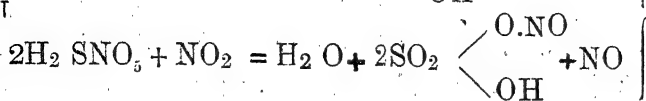
पहले वेश्म में जहाँ गैसें कुछ अधिक पीली होती हैं, और जहाँ नाइट्रिक ऑक्साइड का आधिक्य होता है, निम्न प्रतिक्रियायें भी हो सकती हैं —



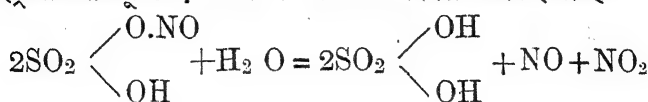
(३) लुंगे (Lunge) की व्याख्या—लुंगे के मतानुसार प्रतिक्रिया में एक काल्पनिक अम्ल सल्फोनाइट्रोसिक एसिड, H_2SNO_5 भी बनता है जो बाद को नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड हो जाता है—



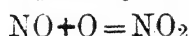
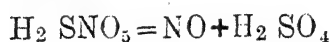
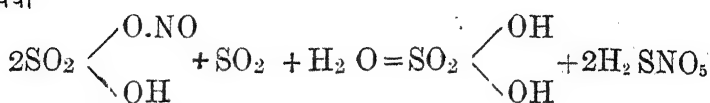
अथवा



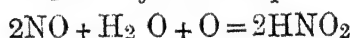
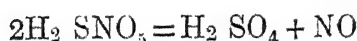
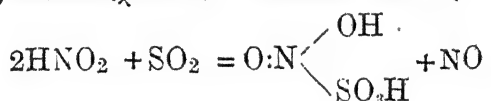
नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड का विभाजन फिर निम्न प्रकार होता है—



अथवा



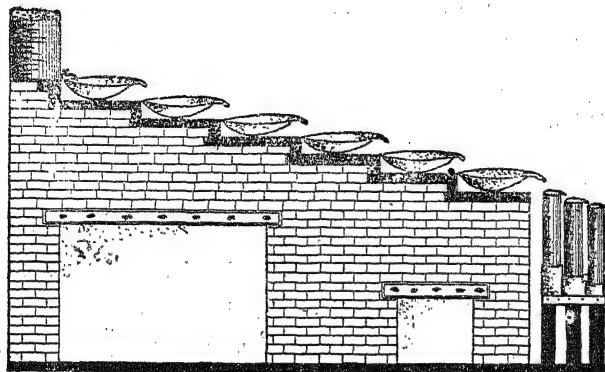
(४) राशिग (Raschig) की कल्पना—राशिग के मतानुसार (१८८७) सल्फोनाइट्रोसिक एसिड निम्न प्रकार बनता है—



सल्फ्यूरिक एसिड का सान्द्रीकरण—सीस वेश्म में बना एसिड ६५-७० प्रतिशत सान्द्रता का होता है। इसे सीसे के कड़ाहों में औद्योगिक ७८% सान्द्रता का कर सकते हैं। ये कड़ाहे पायराइटोज बर्नरों की गरमी से गरम होते हैं। इस प्रकार जो ७८% सल्फ्यूरिक एसिड मिलता है उसे “ब्राउन ऑइल आव् विट्रियल” (B. O. V.) कहते हैं—यह रंग में भूरा होता है। अनेक कामों के लिये यह काफी अच्छा है, पर फिर भी इसे और सान्द्र करने की आवश्यकता पड़ती है। यदि इसकी सान्द्रता ६३-६५% तक बढ़ा दी जाय, तो इसे “रेफ़िन्फ़ायड ऑयल आव् विट्रियल” (R. O. V.) कहते हैं। पहले यह सान्द्रीकरण काँच या लैटिनम के भभकों में किया जाता था, पर अब इस काम के लिये तीन विधियों में से किसी एक का उपयोग करते हैं—(१) कैसकेड विधि, (२) केसलर उपकरण, और (३) गैलर्ड स्तम्भ। इन सभी विधियों में एसिड को गरम करते हैं, और फिर इसके पृष्ठ पर गरम हवा प्रवाहित करते हैं।

(१) कैसकेड विधि (Cascade system)—एक के नीचे एक सीढ़ियों पर फ़ेरोसिलिकन या विट्रिफ़ाइड सिलिका के तसले रखे होते हैं। नीचे भट्ठी में एक जगह गैसें जलती हैं, जिनसे गरम होकर हवा इन तसलों

पर होकर बहती है। सबसे ऊपर वाले तसले में हलका B. O. V. अम्ल होता है, जैसे जैसे अम्ल टपक टपक कर नीचे वाले तसलों में क्रमशः आता है, इसकी सान्द्रता बढ़ती जाती है, और अन्तिम निचले तसले तक पहुँचते पहुँचते यह अम्ल (R. O. V.) बन जाता है। अन्तिम तसला ढलवाँ लोहे का होता है। फिर अम्ल को टंडा करके संग्रह कर लेते हैं।



चित्र १२२—कैसकेड विधि

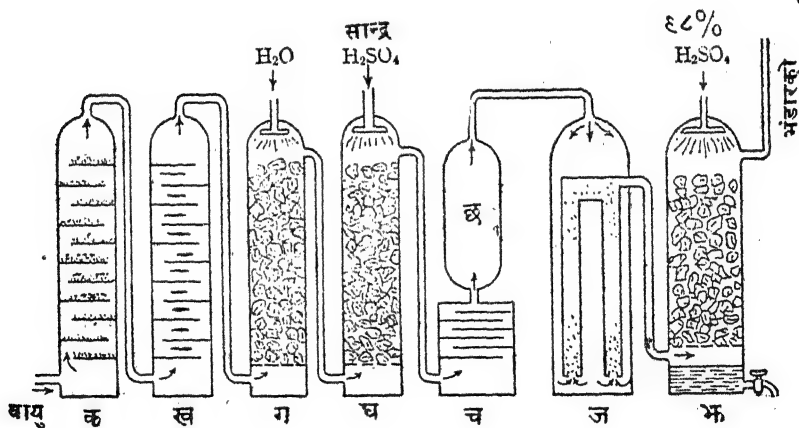
- (२) कैसलर उपकरण (Kessler apparatus)—इस उपकरण में वोल्विक पत्थर (Volvic) का तसला काम में लाते हैं। यह पत्थर
- ज्वालामुखी प्रदेशों में पाया जाता है, और इस पर ऐसिड का प्रभाव नहीं पड़ता। इस तसले के किनारे इस प्रकार बने होते हैं कि भट्टी
 - की तल गैसों और ऐसिड दोनों संपर्क में आते रहते हैं। सान्द्र ऐसिड विशेष पात्रों में ठंडा कर लिया जाता है। कुछ ऐसिड वाष्प बन कर उड़ता भी है। इन वाष्पों को ठंडा करने के लिये एक स्तंभ होता है, जिसमें बहुत से छेददार प्लेट होते हैं। ये छेद उलटी प्यालियों से मुँदे रहते हैं। तापक्रम का ऐसा विधान रहता है कि पानी की भाप तो उड़ जाय पर ऐसिड न उड़ने पावे।

(३) गैलर्ड स्तंभ (Gaillard tower)—यह वोल्विक पत्थर या इसी प्रकार के किसी दूसरे अम्लजित पदार्थ का खात्री स्तंभ होता है। इस स्तंभ में ऊपर से नीचे की ओर ऐसिड (B. O. V.) की महीन झोसी या फुहार छूटती रहती है। यह फुहार जैसे जैसे नीचे आती है, इसे मार्ग में कोयलों की भट्टी की गरम गैसों मिलती हैं। गैसों की गरमी से ऐसिड का

पानी तो उड़ जाता है और सान्द्र ऐसिड स्तंभ के फर्श पर आ जाता है। यहाँ से इसे अलग ले जाकर ठंडा करते और संग्रह कर लेते हैं। यह स्तंभ ६० फुट ऊँचा और १० फुट व्यास का होता है।

इन विधियों से ६३-६५% सान्द्रता का ऐसिड मिलता है। ढलवाँ लोहे के कड़ाहों में भट्टी पर गरम करके इसे ६७-६८% सान्द्रता का कर सकते हैं। सान्द्र ऐसिड का ढलवाँ लोहे पर कोई असर नहीं होता (पर ६३-६५% ऐसिड इसे खा जाता है)।

सलफ्यूरिक ऐसिड के व्यापार की संपर्क विधि (Contact Process) — गन्धक त्रिऑक्साइड का उल्लेख करते समय यह कहा जा चुका है कि गन्धक द्विऑक्साइड और ऑक्सीजन का योग प्लेटिनम के पृष्ठ पर 438° के तापक्रम पर बड़ी सफलता पूर्वक होता है। फिलिप्स (Phillips) की इस संपर्क विधि के आधार पर सलफ्यूरिक ऐसिड बनाने का बड़ा प्रयत्न किया गया, पर प्रयोगों में बराबर यह देखा गया कि थोड़ी देर बाद प्लेटिनम पृष्ठ मर जाता है और निष्क्रिय हो जाता है। जर्मनी की “वेडिशे सोडा और ऐनिलिन कंपनी” ने यह पता लगाया कि प्लेटिनम पृष्ठ की यह निष्क्रियता गैस में आर्सेनिक के सूक्ष्मांश की विद्यमानता के कारण है। पायराइटोज बर्नरों से जो धूल गैस के साथ आती है, वह भी प्लेटिनम को निष्क्रिय बनाती है।

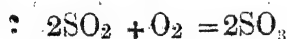


चित्र १२३—सम्पर्क विधि

यह भी पता लगा कि यदि बर्नर गैसों में भाप की भीसी छोड़ी जाय, और फिर गैस के स्थूल कणों को बैठ जाने दिया जाय, और फिर गैस को ठंडा करके कोक-छत्रों में होकर प्रवाहित किया जाय (इन छत्रों को सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड से तर रखते हैं), तो फिर जो शुद्ध पूर्ण स्वच्छ गैस निकलेगी वह प्लेटिनम पृष्ठ को निष्क्रिय नहीं बनायेगी।

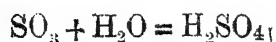
बेडिशे विधि (Badische)—में इस प्रकार शुद्ध की गयी गन्धक द्विऑक्साइड गैस एक “परिवर्त्तक” में भेजी जाती है। यह परिवर्त्तक लोहे का एक बेलन है जिसमें बाहर-भीतर जाने के लिये नल लगे होते हैं, और इसके भीतर लोहे की ऊर्ध्व या खड़ी नलियाँ होती हैं जिनमें प्लेटिनीकृत एस्बेस्टस भरा होता है। गुणित मात्रा का दुगुना ऑक्सीजन गन्धक द्विऑक्साइड में मिलाया जाता है, और समस्त उपकरण को गैस बर्नरों से गरम करते हैं। प्रतिक्रिया एक बार जब आरम्भ हो जाती है, तो फिर बाहर से गरम करने की आवश्यकता नहीं रहती, क्योंकि प्रतिक्रिया में उत्पन्न ताप प्रतिक्रिया जारी रखने के लिये काफ़ी है। तापक्रम ४००-४५०° तक रखा जाता है।

इस प्रकार गन्धक त्रिऑक्साइड गैस बनी—



इस गैस को पानी में प्रवाहित करके सलफ्यूरिक एसिड प्राप्त करना कठिन है, क्योंकि प्रतिक्रिया द्वारा बने सलफ्यूरिक एसिड के ऐसे बादल उठेंगे जिन्हें द्रवित नहीं किया जा सकता है। अतः गन्धक त्रिऑक्साइड को बहुधा ६७-६६ प्रतिशत सलफ्यूरिक एसिड में लोहे के स्तम्भों में शोषित किया जाता है। इस प्रकार “धूमवान सलफ्यूरिक एसिड” बनता है जिसे ओलियम (Oleum) भी कहते हैं।

यदि गन्धक त्रिऑक्साइड को ओलियम में न परिणत करना हो तो इस गैस को पानी के नियंत्रित प्रवाह के संपर्क में लाते हैं। यदि नियंत्रण रखा जाय तो ६७-६६ % सलफ्यूरिक एसिड निम्न प्रतिक्रिया से बन जायगा —



मैनहाइम विधि (Mannheim)—इस विधि में ज्वरित लोह और ताम्रमात्रिक (अर्थात् Fe_2O_3 और CuO) का उपयोग उत्प्रेरक के रूप

में करते हैं। प्रतिक्रिया ए५ प्रायः तत्काल स्तंभ में की जाती है। इस स्तंभ के नीचे के द्वार से गन्धक द्विऑक्साइड और शुष्क हवा (सान्द्र सलफ्यूरिक ऐसिड द्वारा हवा को शुष्क करते हैं) भीतर आती है। वर्नर गैसों में जो आर्सेनियस ऑक्साइड होता है वह जोड़ ऑक्साइड से युक्त होकर फेरिक आर्सेनैट बनाता है। अतः इस विष का प्रभाव दूर हो जाता है। मैनहाइम विधि में तापक्रम 600° – 800° तक रखा जाता है, अतः ६०% के लगभग गन्धक द्विऑक्साइड ही सलफ्यूरिक ऐसिड में परिणत होता है।

ग्रिलो-श्रोडर विधि (Grillo Schroeder)—एप्सम लवण ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) को प्लेटिनम क्लाराइड के विलयन से तर करके गरम करते हैं। इस प्रकार प्लेटिनम धातु एप्सम लवण के फूले में विस्तृत हो जाती है। यह पदार्थ उत्प्रेरक का काम करता है। इसके पृष्ठ पर गन्धक द्विऑक्साइड बनता है।

इस विधि में थोड़े से ही प्लेटिनम से काम चल जाता है अतः यह सस्ती है।

सलफ्यूरिक ऐसिड के गुण—यह नीरंग तेल का सा चिकना गाढ़ा द्रव है। इसमें कोई गन्ध नहीं है, पर यदि इसे गरम करें तो इसमें दम-घोट गन्ध निकलती है जो गन्धक त्रिऑक्साइड और सलफ्यूरिक ऐसिड वाष्पों की होती है। इसके बहुत हलके विलयनों में अम्लों का स्वादिष्ट खटास होता है। हलका सलफ्यूरिक ऐसिड थोड़ा सा पी लेने से कोई नुकसान नहीं होता, पर सान्द्र ऐसिड तो त्वचा को खा जाता है, क्योंकि इस ऐसिड का पानी के प्रति विशेष स्नेह है—त्वचा के पानी का तत्काल शोषण कर लेता है। अगर कोई सान्द्र ऐसिड पी जाय तो जीभ, गला, और पेट को अँतड़ियाँ इतनी जल जाती हैं कि मृत्यु हो जाती है। यदि कभी हाथ पर ऐसिड पड़ जाय, तो पहले कपड़े से पोंछ लो, और फिर पानी की धार में धोओ। यदि केवल थोड़े पानी से धोओगे, तो जलन पैदा होगी। फिर सोडियम बाइकार्बोनेट, या खड़िया मिट्टी ऐसिड वाले स्थान पर भुरक दो।

सान्द्र शुद्ध सलफ्यूरिक ऐसिड का घनत्व 1.835 है। इसमें जब पानी मिलाते हैं, तो पहले आघातन में संकोच होता है। अतः ९५% सलफ्यूरिक ऐसिड का वही घनत्व है जो सान्द्र शुद्ध ऐसिड का। नीचे की सारणी में हम सलफ्यूरिक ऐसिड के विलयनों का घनत्व देते हैं।

सलफ्यूरिक एसिड विलयनों का घनत्व, १५°०

घनत्व	प्रतिशत (भार से) H ₂ SO ₄	घनत्व	प्रतिशत (भार से) H ₂ SO ₄	घनत्व	प्रतिशत (भार से) H ₂ SO ₄
१.०००	०.०६	१.६००	६८.७०	१.७६०	८२.४४
१.०५०	७.३७	१.६१०	६९.५६	१.७७०	८३.५१
१.१००	१४.३५	१.६२०	७०.४२	१.७८०	८४.५०
१.१५०	२०.६१	१.६३०	७१.२७	१.७९०	८५.७०
१.२००	२७.३२	१.६४०	७२.१२	१.८००	८६.६२
१.२५०	३३.४३	१.६५०	७२.९६	१.८१०	८८.३०
१.३००	३९.१६	१.६६०	७३.८१	१.८२०	९०.०५
१.३५०	४४.८२	१.६७०	७४.६६	१.८३०	९१.१०
१.४००	५०.११	१.६८०	७५.५०	१.८३५	९३.४३
१.४५०	५५.०३	१.६९०	७६.३८	१.८४०	९५.६०
१.५००	५९.७०	१.७००	७७.१७	१.८४१	९७.००
१.५५०	६४.२६	१.७१०	७८.०४	१.८४१५	९७.७०
१.५६०	६५.२०	१.७२०	७८.९२	१.८४०	९९.२०
१.५७०	६६.०६	१.७३०	७९.८०	१.८४३८४	१००.००
१.५८०	६६.९५	१.७४०	८०.६८		
१.५९०	६७.८३	१.७५०	८१.५६		

• शुद्ध सलफ्यूरिक एसिड का हिमांक १०.५°० है, पर प्रयोगशाला के ऐसिडों में २% पानी होता है अतः यह ०° से भी नीचे के तापक्रम पर जमता है। शुद्ध ऐसिड का क्वथनांक २९०° है, पर साथ साथ इस तापक्रम पर विभाजन भी हो जाता है, और विभाजन के साथ साथ क्वथनांक भी ३३७° तक बढ़ जाता है।



शुद्ध सलफ्यूरिक एसिड विद्युत् का चालक नहीं है, क्योंकि यह आयनों में विभाजित नहीं होता, पर यदि थोड़ा सा भी पानी इसमें डाल दिया जाय तो आयनीकरण के कारण यह विद्युत् चालक हो जाता है।

सलफ्यूरिक एसिड में गन्धक त्रिऑक्साइड गैस अच्छी तरह विलीय है

दोनों के योग से जो ऐसिड मिलता है उसे धूमवान सलफ्यूरिक ऐसिड (fuming) या “ओलियम” (oleum) कहते हैं। इसका नाम नार्डहौसन का सलफ्यूरिक ऐसिड (Nardhausen) भी है। नीचे की सारणी में घनत्व और गन्धक त्रिऑक्साइड की ओलियम में मात्राये दी गयी हैं।

ओलियम का घनत्व

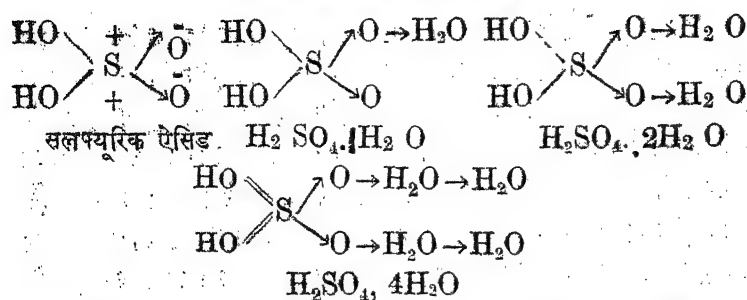
घनत्व	मुक्त SO_3 (प्रतिशत)	घनत्व	मुक्त SO_3 (प्रतिशत)
१.८८८	१०	२.०२०	६०
१.९२०	२०	२.०१८	७०
१.९५७	३०	२.००८	८०
१.९७९	४०	१.९९०	९०
२.००९	५०	१.९८४	१००

सलफ्यूरिक ऐसिड की रासायनिक प्रतिक्रियायें तीन समूहों में बाँटी जा सकती हैं—(१) पानी के प्रति इसका स्नेह होने के कारण होने वाली प्रतिक्रियायें। (२) इसकी अम्लता के कारण होने वाली प्रतिक्रियायें। (३) इसके उपचायक होने के कारण होने वाली प्रतिक्रियायें।

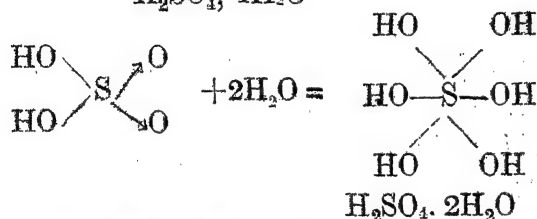
ऐसिड का पानी के प्रति स्नेह—पानी और सान्द्र ऐसिड के योग से ताप उत्पन्न होता है। विलयन का तापक्रम इस प्रकार 120° तक पहुँचाया जा सकता है। इसीलिये ऐसिड और पानी के योग से दुर्घटनायें भी हो जाती हैं। यदि विलयन बनाना हो तो अधिक सा पानी लेकर सान्द्र ऐसिड धीरे धीरे मिलावना चाहिये। सान्द्र ऐसिड में पानी कभी न डालना चाहिये।

पानी और सलफ्यूरिक ऐसिड के योग होने पर गरमी पैदा होती है, इससे स्पष्ट है कि दोनों के बीच में कोई रासायनिक प्रतिक्रिया हो रही है—सलफ्यूरिक ऐसिड के हाइड्रेट बन रहे हैं। सलफ्यूरिक ऐसिड के कुछ हाइड्रेट जैसे $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, और $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ तो अलग भी किये जा सकते हैं।

विभिन्न सान्द्रताओं पर सलफ्यूरिक ऐसिड के विलयनों के द्रवणांक, घनत्व और वाष्प दाब निकाले गये हैं। इनके वक्रों से यह स्पष्ट होता है कि सलफ्यूरिक ऐसिड के कई हाइड्रेट विद्यमान हैं। इन हाइड्रेटों में से कुछ को निम्न प्रकार चित्रित कर सकते हैं—



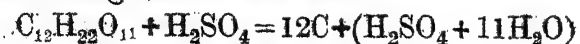
अथवा—



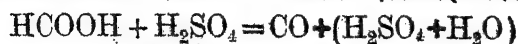
ये हाइड्रेट स्थायी यौगिक नहीं हैं। यदि इनके सलफ्यूरिक एसिड को विलयन में गरम करके इसका पानी उड़ाया जाय तो यह तब तक अलग होगा जब तक सान्द्रता ६८% न हो जाय। इसके अनन्तर यदि और उबाला जाय तो एसिड और पानी दोनों ही भाप में जावेंगे (एन्जिओट्रोपिक या सम-स्वार्थी मिश्रण)।

सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड का जल के प्रति स्नेह है, इसलिये इसे वस्तुओं के शुष्क करने में काम में लाते हैं—शोषित्र या डेसिकेटर में इसलिये प्यूमिस पत्थर और सान्द्र एसिड का व्यवहार होता है। यदि किसी गैस की नमी दूर करनी हो तो उसे सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड से भरे बल्ब में होकर प्रवाहित करना चाहिये।

सलफ्यूरिक एसिड बहुत से यौगिकों के अणुओं से भी पानी खींच लेता है। गन्ने की शक्कर पर सलफ्यूरिक एसिड डालें तो केवल कोयला रह जायगा—पानी के अणु एसिड में मिल जायेंगे—



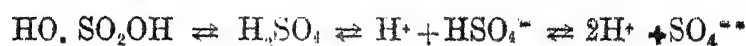
इसी प्रकार फॉर्मिक एसिड में से कार्बन एक्वासाइड निकलता है—



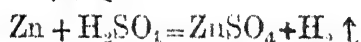
कार्बनिक रसायन में इस प्रकार की अनेक प्रतिक्रियाओं के लिये सलफ्यूरिक एसिड का उपयोग होता है—जैसे थैलिक एसिड और रिसोर्सिनोल द्वारा रंग बनाने में कुछ बूंदें सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड की काफ़ी हैं।

सलफ्यूरिक एसिड की अम्लता—इलका सलफ्यूरिक एसिड विलयन प्रबल अम्ल है, पर यह नहीं समझना चाहिये कि सलफ्यूरिक एसिड प्रबलतम अम्ल है। वस्तुतः हाइड्रोक्लोरिक और नाइट्रिक एसिड सलफ्यूरिक एसिड से अधिक प्रबल अम्ल हैं। अम्ल की प्रबलता तो इस बात पर निर्भर है कि बराबर सान्द्रताओं पर कौन अधिक हाइड्रोजन आयन देता है। इस प्रकार $\frac{N}{10}$ सलफ्यूरिक एसिड में आयन विभाजन केवल ६०.७ प्रतिशत होता है, पर नाइट्रिक और हाइड्रोक्लोरिक एसिड इसी सान्द्रता पर ६६ और ६५% के लगभग आयनीकृत होते हैं।

रामन् वर्ण चित्र से भी यह स्पष्ट है कि सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड का सूत्र $\text{OH} \cdot \text{SO}_2 \cdot \text{OH}$ होना चाहिये, जिसमें सल्फोनिक एसिड मूल— $\text{SO}_2 \cdot \text{OH}$ है, और पानी मिलाने पर इसकी रचना में निम्न प्रकार परिवर्तन होता है—



इलका सलफ्यूरिक एसिड अनेक धातुओं के साथ (एंटीमनी, विसमथ, पारा, ताँबा, सीसा, और राजसी धातुओं को छोड़ कर शेष सब के साथ) हाइड्रोजन गैस देता है—



सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड धातुओं के साथ ठंडे तापक्रम पर प्रतिक्रिया नहीं करता पर ऊँचे तापक्रमों पर गन्धक ट्रायॉक्साइड और दूसरे पदार्थ देता है।

सलफ्यूरिक एसिड की उपचायक प्रतिक्रियायें—इलके सलफ्यूरिक एसिड में उपचायक गुण नहीं है, पर गरम सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड द्वारा उपचयन सम्भव है। साधारणतया प्रतिक्रिया निम्न प्रकार है—



हम कुछ उल्लेखनीय प्रतिक्रियायें यहाँ देंगे—

(१) कार्बन के साथ गरम करने पर सान्द्र एसिड कार्बन ट्रायॉक्साइड और गन्धक ट्रायॉक्साइड देता है—



(२) गन्धक के साथ गरम करने पर सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड गन्धक ट्रायॉक्साइड देता है—

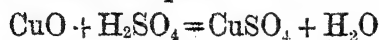
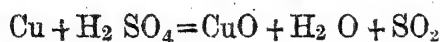


(१) ताँबे के साथ सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड (गरम) तााम्र सलफेट और गन्धक ट्रायऑक्साइड देता है—

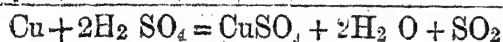
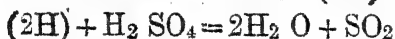
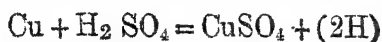


इस प्रतिक्रिया की व्याख्या दो प्रकार से की जा सकती है—

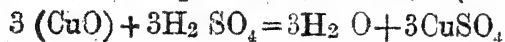
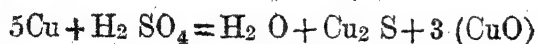
(क) पहले ताँबा उपचित होकर तााम्र ऑक्साइड बनता है, और यह ऑक्साइड फिर सलफेट में परिणत होता है—



(ख) यह भी माना जा सकता है कि ताँबा सलफ्यूरिक एसिड के साथ पहले तो तााम्र सलफेट और हाइड्रोजन देता है। यह हाइड्रोजन बाद को सलफ्यूरिक एसिड का उपचयन करता है।

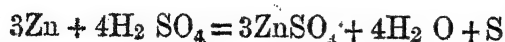


यदि तापक्रम 130° के नीचे ही रक्खा जाय ($130^\circ - 170^\circ$), तो ताँबे और सलफ्यूरिक एसिड के योग से थोड़ा सा क्यूप्रस सलफाइड भी बनता है—

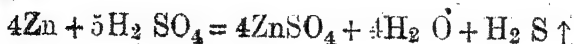


270° के ऊपर क्यूप्रस सलफाइड बिलकुल नहीं बनता।

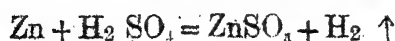
(४) जस्ता और सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड (जिसमें कुछ प्रतिशत पानी भी हो), गरम किये जाने पर यशद सलफेट और गन्धक देता है—



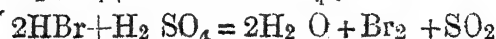
यदि सलफ्यूरिक एसिड कुछ और हलका हो तो हाइड्रोजन सलफाइड भी बनता है—



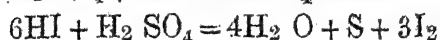
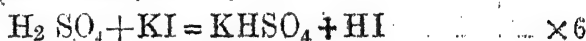
साथ में कुछ हाइड्रोजन भी बनता है—



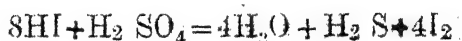
(५) सान्द्र ऐसिड पोटैसियम ब्रोमाइड के साथ ब्रोमीन मुक्त करता है—



(६) सान्द्र ऐसिड पोटैसियम आयोडाइड के साथ गन्धक, आयोडीन और हाइड्रोजन सल्फाइड देता है—



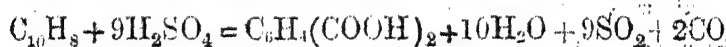
और



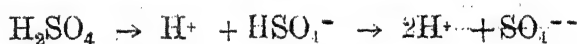
अथवा



(७) सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड नैफथलीन को मरक्यूरिक सल्फेट की विद्यमानता में (उत्प्रेरक) उपचित करके थैलिक ऐसिड देता है।



सल्फेट—सल्फ्यूरिक ऐसिड द्विभास्मिक अम्ल है। अतः ये सामान्य सल्फेट और ऐसिड सल्फेट इन दो श्रेणियों के लक्षण देता है।



पोटैसियम सल्फेट, K_2SO_4 , और पोटैसियम हाइड्रोजन सल्फेट, KHSO_4 , और इसी प्रकार अन्य लवण होते हैं। सामान्य सल्फेटों में निम्न सल्फेट निश्चित आकृति के मण्डित देते हैं, जिनमें मणिभीकरण का जल भी होता है—

कॉपर सल्फेट $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (नूतिया या नीला थोथा)

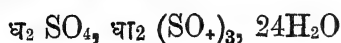
फेरस सल्फेट $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (कसीस, हराकसीस)

यशद सल्फेट $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (सफेद कसीस)

ये पानी में विलेय हैं।

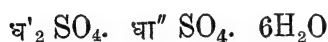
कुछ सल्फेट ऐसे हैं जो परस्पर संयुक्त होकर द्विगुण सल्फेट बनाते हैं। इनकी दो जातियाँ हैं—

(१) फिटकरी—इनमें एक सल्फेट तो एक-संयोज्यता वाली धातु का होता है, और दूसरा तीन-संयोज्यता वाली धातु का। प्रत्येक फिटकरी के रवे में २४ अणु पानी के होते हैं।



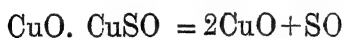
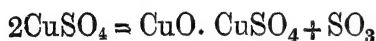
साधारण फिटकरी पोटैसियम ऐल्यूमीनियम सल्फेट है— $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; पर अमोनियम फिटकरी $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; क्रोम फिटकरी, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; फेरिक अमोनियम फिटकरी, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; आदि भी ज्ञात हैं।

(२) दूसरे द्विगुण लवण वे हैं जिनमें एक-संयोज्यता वाली धातु का एक सल्फेट होता है, और दूसरा सल्फेट दो-संयोज्यता वाली धातु का। इनके मणिभों में पानी के ६ अणु होते हैं।

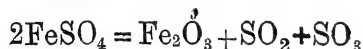


जैसे—फेरस अमोनियम सल्फेट, $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; और क्यूप्रिक पोटैसियम सल्फेट $\text{CuSO}_4 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

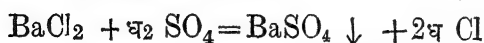
द्वार और पार्थिव द्वार तत्त्वों के सल्फेट तप्त किये जाने पर विभक्त नहीं होते, पर भारी धातुओं के सल्फेट विभक्त होने पर भाश्मिक सल्फेट और अन्त में धातु के ऑक्साइड देते हैं—



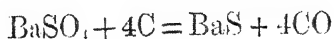
इन प्रतिक्रियाओं में अधिकतर गन्धक त्रिऑक्साइड गैस निकलती है। फेरस सल्फेट अपवाद है क्योंकि इसे गरम करने पर गन्धक द्विऑक्साइड गैस भी निकलती है—



विलेय सल्फेट बेरियम क्लोराइड के विलयन के साथ बेरियम सल्फेट का सफेद अवक्षेप देते हैं जो अम्लों में नहीं घुलता (सांद्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर घुल जाता है)—

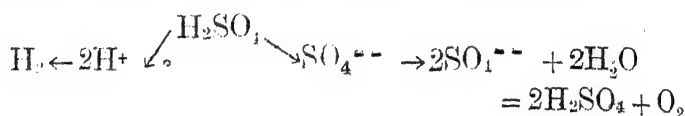


सल्फेट कोयले के साथ तपाये जाने पर सल्फाइड में परिणत हो जाते हैं—

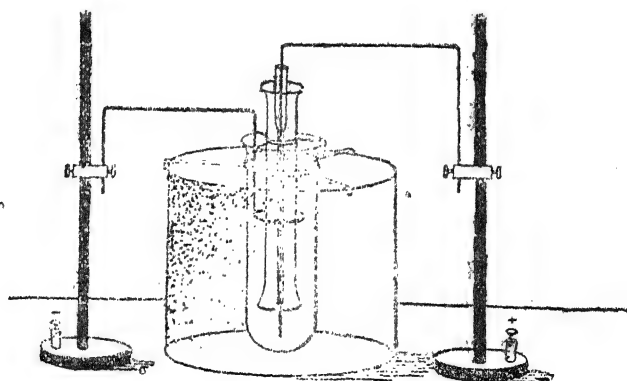
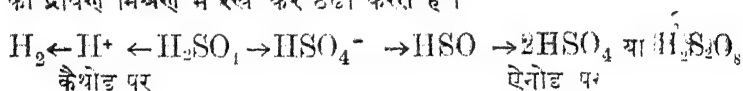


परसल्फ्यूरिक एसिड (Per-sulphuric Acid)

सन् १८३५ में फैरेडे ने यह देखा कि यदि अच्छी सान्द्रता के सल्फ्यूरिक एसिड विलयन का विद्युत्-विच्छेदन किया जाय तो साधारणतया जो ऑक्सीजन निकलना चाहिये, वह निकलना बन्द हो जाता है।

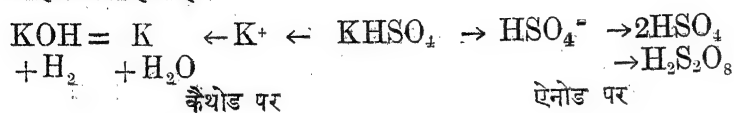


यदि ५०% सल्फ्यूरिक एसिड का विलयन बर्क में ठंढा करके ऊँचे घनत्व की विद्युत्-धारा द्वारा विच्छेदित किया जाय तो परसल्फ्यूरिक एसिड बनता है। ऐनोड महीन लोडिनम के तार का होता है। इसके चारों ओर काँच की नली परदे का काम करती है। कैथोड लोडिनम तार का एक बल्लय होता है जिसे परदे (डायफ्राम) के बाहर रखते हैं। संपूर्ण उपकरण को द्रावण मिश्रण में रख कर ठंढा करते हैं।



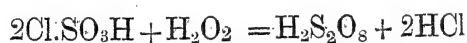
चित्र १२३—परसल्फ्यूरिक एसिड बनाना

सन् १८६१ में मार्शल (Marshall) ने यह देखा कि यदि पोटैसियम ऐसिड सल्फेट, KHSO_4 , का सान्द्र विलयन बर्फ में ठंडा करके विद्युत्-विच्छेदित किया जाय, तो ऐनोड पर KSO_4 या $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ संगठन के मणिभ जमा होते हैं।

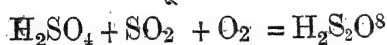


पोटैसियम परसल्फेट द्वारा हिमांक अवनमन कितना होता है, यह देख कर इसका द्विगुण सूत्र $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ (न कि KSO_4) ठीक माना गया है।

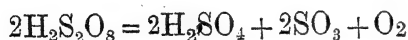
अन्य विधियाँ—(१) परसल्फ्यूरिक ऐसिड बनाने की एक विधि यह भी है कि क्लोरोसल्फोनिक ऐसिड पर निर्जल हाइड्रोजन परॉक्साइड की प्रतिक्रिया करायी जाय—



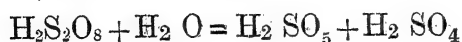
(२) सन् २८७८ में बर्थेलो (Berthelot) ने गन्धक द्विआक्साइड और ऑक्सीजन के मिश्रण को ओज़ोनाइज़र के विसर्ग में रक्खा। प्रतिक्रिया में जो द्रव्य बना उसे सल्फ्यूरिक ऐसिड में घोला—



गुण—इस प्रकार जो परसल्फ्यूरिक ऐसिड बनता है, उसे “पर-द्विसल्फ्यूरिक ऐसिड” कहते हैं। इसके नीरंग जलग्राही मणिभ होते हैं जिनका द्रवणांक 65° है। बहुत समय रख छोड़ने पर या गरम किये जाने पर ऑक्सीजन देने लगते हैं—

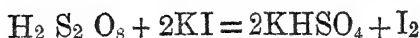


इनका पानी में विलयन उदविच्छेदित होकर सल्फ्यूरिक ऐसिड और पर-एक-सल्फ्यूरिक ऐसिड देता है—

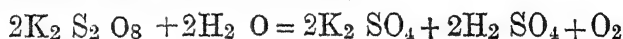


परद्विसल्फ्यूरिक ऐसिड प्रकाश से भी विभाजित हो जाता है।

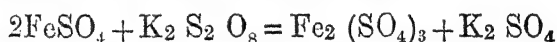
पोटैसियम आयोडाइड के विलयन के साथ यह ऐसिड आयोडीन मुक्त करता है—



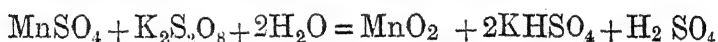
परसलफेट—परद्विसलफ्यूरिक एसिड के लवण परसलफेट कहलाते हैं। सभी ज्ञात परसलफेट पानी में विलेय हैं। परसलफ्यूरिक एसिड और परसलफेट दोनों ही प्रबल उपचायक हैं। इनके विलयनों को गरम किया जाय तो सलफेट और ऑक्सीजन मिलते हैं—



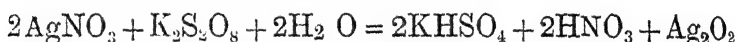
फेरस लवणों को परसलफेट फेरिक बना देते हैं—



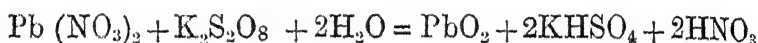
मैंगनस लवणों को ये मैंगनीज़ द्विऑक्साइड में परिणत करते हैं—



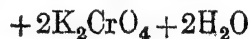
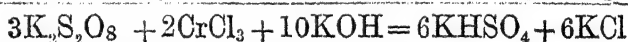
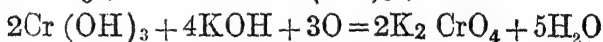
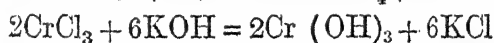
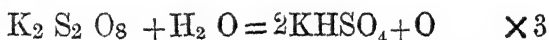
चाँदी के लवण भी सिलवर परीक्साइड में परिणत हो जाते हैं—



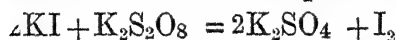
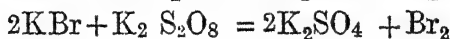
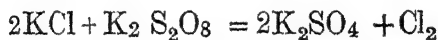
इस प्रकार सोस लवण लेड परीक्साइड में परिणत होते हैं—



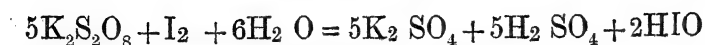
क्षारीय विलयन में क्रोमियम लवण पोटैसियम परसलफेट के योग से क्रोमेट देते हैं—



परसलफेटों के विलयन हैलाइडों में से क्लोरिन, ब्रोमीन और आयोडीन मुक्त करते हैं—



पर आयोडाइड में से आयोडीन धीरे धीरे निकलती है। प्रतिक्रिया के वेग का अध्ययन किया जा सकता है। आयोडीन और पोटैसियम परसलफेट में फिर प्रतिक्रिया होकर आयोडिक एसिड भी बन जाता है—



इन उपचयन प्रतिक्रियाओं में मूल समीकरण निम्न है—



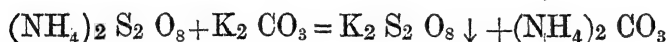
अथवा



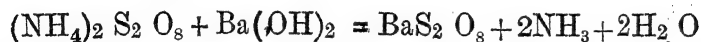
इन सब प्रतिक्रियाओं में पोटैसियम परसलफेट (या पर द्विसलफ्यूरिक एसिड) हाइड्रोजन परौक्साइड के समान है। अन्तर इतना है कि हाइड्रोजन परौक्साइड का विलयन पोटैसियम परमैंगनेट के विलयन को नीरंग कर देता है, पर परसलफेट या परद्विसलफ्यूरिक एसिड का विलयन पोटैसियम परमैंगनेट के विलयन को नीरंग नहीं करता।

अमोनियम परसलफेट, $(NH_4)_2S_2O_8$ — यह अमोनियम सलफेट के ठंडे संतृप्त विलयन को विद्युत् विच्छेदित करने पर बनता है। एनोड का द्रव अमोनियम सलफेट का संतृप्त विलयन होता है, और एनोड प्लैटिनम-कुंडली का होता है। कैथोड द्रव सलफ्यूरिक एसिड होता है, और कैथोड सीसे की नली होती है, जो रन्ध्रमय पात्र में रखी होती है।

अमोनियम परसलफेट से ही दूसरे परसलफेट बनाते हैं। अमोनियम परसलफेट के संतृप्त विलयन में पोटैसियम कार्बोनेट छोड़ने पर पोटैसियम परसलफेट का अवक्षेप आता है—



इसी प्रकार सोडियम परसलफेट बनता है। बेरियम हाइड्रौक्साइड के योग से बेरियम परसलफेट बनता है। लवण के ऊपर हवा प्रवाहित करके अमोनिया अलग कर देते हैं—



कैल्सियम परसलफेट इतना अधिक विलेय है, कि इसके मणिम नहीं बनाये जा सकते।

कैरो का पर-एक-सलफ्यूरिक एसिड (Caro's Persulphuric acid), H_2SO_5 —सन् १८६८ में कैरो (Caro) ने पोटैसियम परसलफेट को सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में घोल कर एक नया परसलफ्यूरिक एसिड बनाया जो प्रबल उपचायक था—यह ऐनोलिन को नाइट्रोबैज़ीन में परि-

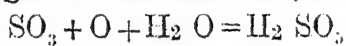
एत कर सकता था। यह परसलफ्यूरिक एसिड मार्शल के परद्विसलफ्यूरिक एसिड से भिन्न था। इस एसिड का नाम कैरो का एसिड पड़ा। सन् १९०१ में बायर (Baeyer) और विल्लिगर (Villiger) ने इसका विशेष अध्ययन किया।

बायर और विल्लिगर ने सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड के साथ पोटैसियम परसलफेट को पीसा और फिर इसे १ घंटा रख छोड़ा। अब प्राप्त मिश्रण को बर्फ पर डाला। जो सलफ्यूरिक एसिड मुक्त रह गया उसे अविलेय बेरियम फॉस्फेट के साथ हिला कर दूर कर लिया। इस प्रकार इन लोगों को जो विलयन मिला उसमें संभवतः मार्शल का परद्विसलफ्यूरिक एसिड, कैरो का एसिड और हाइड्रोजन परॉक्साइड तीनों थे।

विलयन में उन्होंने SO_3 और परॉक्साइड ऑक्सीजन O का अनुपात निकाला—

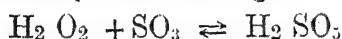
$$\frac{\text{SO}_3}{\text{O}} = 1:1$$

यह अनुपात १:१ मिला अतः कैरो एसिड का सूत्र—

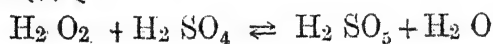


H_2SO_5 हुआ।

सन् १९०६ में आह्ले (Ahle) ने गन्धक त्रिऑक्साइड और निर्जल हाइड्रोजन परॉक्साइड के योग से भी मुक्त कैरो का एसिड बनाया—



सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड और हाइड्रोजन परॉक्साइड के बीच की प्रतिक्रिया उत्कमणीय है—



कैरो का एसिड श्वेत मणिभीय पदार्थ है जिसका द्रवणांक 45° है। यह ठोस रूप में कई दिन रक्खा जा सकता है, पर धीरे धीरे यह ओज़ोन-युक्त ऑक्सीजन देने लगता है।

कैरो का एसिड भी लगभग सभी उपचायक प्रतिक्रियाएँ देता है जो मार्शल का परद्विसलफ्यूरिक एसिड देता है। अन्तर इतना है कि यह पोटैसियम आयोडाइड के विलयन के साथ तत्क्षण आयोडीन मुक्त कराता है (मार्शल का एसिड धीरे धीरे)। पोटैसियम परमैंगनेट के विलयन को यह एसिड भी नीरस नहीं करता। इस प्रकार हाइड्रोजन परॉक्साइड, कैरो के एसिड और मार्शल के एसिड तीनों की पहचान की जा सकती है।

कैरो के एसिड का आयतन अनुमापन कॅस्टिक क्षारों से नहीं किया जा सकता, चाहे मेथिल-अर्रेञ्ज सूचक काम में लावें, चाहे फीनोलथैलीन, मेथिल अर्रेञ्ज तो उपचित हो जाता है, और फीनोलथैलीन से स्पष्ट बिन्दु नहीं मिलता।

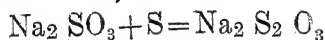
कैरो के एसिड के लवण नहीं ज्ञात हैं।

थायोसलफ्यूरिक और थायोनिक एसिड

[Thiosulphuric and Thionic Acids]

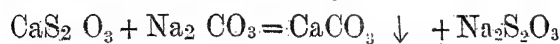
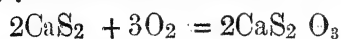
थायोसलफेट और थायोसलफ्यूरिक एसिड, $H_2S_2O_3$ —थायोसलफ्यूरिक एसिड तो अस्थायी है। पर इसके लवण अधिक स्थायी हैं। इन लवणों में सोडियम थायोसलफेट सबसे अधिक प्रसिद्ध है। इसे हाइपो कहते हैं।

(१) यदि सोडियम सलफाइड के विलयन को गन्धक चूर्ण के साथ उबाला जाय, तो विलयन के ठंडा होने पर एक लवण पृथक् होता है जो $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, है।

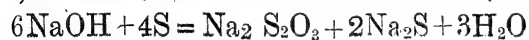


५० ग्राम सोडियम सलफाइड के मणिभों को १०० c.c. पानी में घोलो और ७ ग्राम गन्धक का महीन चूर्ण (गन्धक-पुष्प नहीं, क्योंकि उसमें निष्क्रिय अमणिभ गन्धक होता है) मिलाओ। मिश्रण को धीरे धीरे २ घंटे तक उबालो (कुछ पानी उड़ जायगा, इसलिये बीच बीच में थोड़ा सा पानी डालते जाओ)। जब सब गन्धक विलुप्त हो जाय, गरम विलयन को छान लो, और फिर चीनी की प्याली में औटाओ। विलयन को तब तक गाढ़ा करो, जब तक कि एक मणिभ हाइपो का डालने पर यह मणिभीकृत न होने योग्य बन जाय।

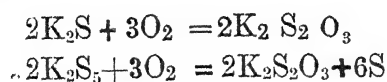
(२) क्षार के व्यवसाय में जो व्यर्थ कैल्सियम सलफाइड कूड़े कचड़े में होता है, उससे भी हाइपो बनाया जा सकता है। हवा में खुला रख छोड़ने पर यह कैल्सियम थायोसलफेट बन जाता है। इसमें फिर सोडियम कार्बोनेट छोड़कर सोडियम थायोसलफेट बनाते हैं—



(३) यदि कॅस्टिक क्षार के साथ गन्धक गलाया जाय या विलयन में उबाला जाय, तो सलफाइड और थायोसलफेट दोनों बनते हैं—



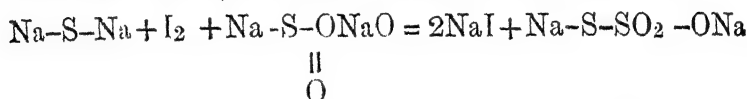
(४) विलेय सलफाइड के हवा में उपचित होने पर भी थायोसलफेट बनता है—



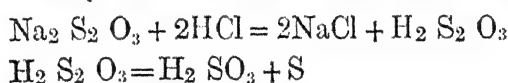
(५) कच्चे सोडियम सलफाइड को जिसमें कुछ सोडियम कार्बोनेट होता ही है, गन्धक द्विआक्साइड के साथ गरम करने पर भी हाइपो बनता है—



(६) यदि सोडियम सलफाइड और सोडियम सलफाइट का समागु-मिश्रण लिया जाय और आयोडीन से प्रतिक्रिया करें तो हाइपो बनेगा—



गुण—(१) हाइपो के विलयन में यदि ऐसिड का हलका विलयन छोड़ा जाय तो कुछ क्षणों के लिये थायोसलफ्यूरिक ऐसिड बनता है, पर बाद को यह सलफ्यूरस ऐसिड और गन्धक में विभक्त हो जाता है—

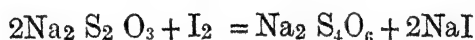


(२) हाइपो को यदि गरम करें तो यह विभक्त होकर सोडियम सलफेट और सोडियम पंचसलफाइड देता है । इसी प्रकार की प्रतिक्रिया अन्य थायोसलफेटों के साथ भी होती है—

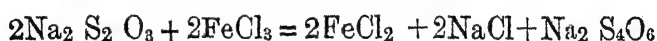


भारी धातुओं के थायोसलफेटों के विलयन उबालने पर ही सलफाइड, गन्धक और सलफेट आदि में विभक्त हो जाते हैं ।

(३) आयोडीन के विलयन को हाइपो नीरंग करता है । आयोडीन और थायोसलफेट की प्रतिक्रिया में चतुःथायोनेट बनते हैं—

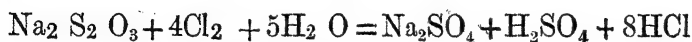


(४) फेरिक क्लोराइड के योग से भी हाइपो चतुःथायोनेट में परिणत हो जाता है—



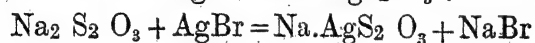
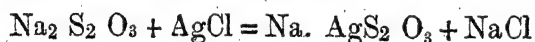
ये दोनों प्रतिक्रियायें (३ और ४) आयोडीन के अनुमापन (titration) में काम आती हैं।

(५) अधिक प्रबल उपचायकों के साथ (जैसे क्लोरीन या ब्रोमीन) हाइपो सल्फेट और सल्फ्यूरिक एसिड में परिणत हो जाता है—



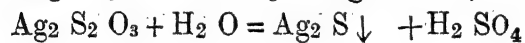
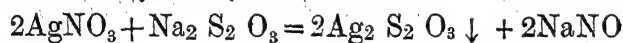
हाइपो का उपयोग “एंटीक्लोर” के रूप में कपड़ों के व्यवसाय में होता है। क्लोरीन द्वारा वस्त्र नीरंग किये जाते हैं, और क्लोरीन की अवशिष्ट मात्रा को हाइपो के विलयन से दूर करते हैं।

(६) हाइपो के विलयन में सिलवर क्लोराइड, सिलवर ब्रोमाइड या सिलवर आयोडाइड आसानी से घुल जाते हैं—

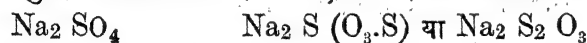


इस सोडियम सिलवर थायोसल्फेट का स्वाद मीठा होता है। फोटोग्राफी में इसी प्रतिक्रिया के अनुसार हाइपो का उपयोग चित्र स्थायी करने में (“फिक्स”) होता है।

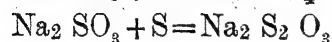
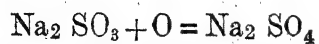
(७) रजत नाइट्रेट के विलयन के साथ हाइपो पहले तो सफेद अवक्षेप रजत थायोसल्फेट का देता है, पर यह अवक्षेप रजत सल्फाइड बनने के कारण बाद को काला पड़ जाता है—



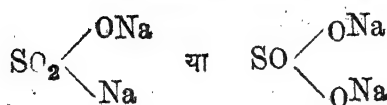
हाइपो का संगठन—सोडियम सल्फेट का एक ऑक्सीजन परमाणु गन्धक परमाणु द्वारा स्थापित कर दिया जाय, तो थायोसल्फेट बन जाता है—



सोडियम सल्फाइड और ऑक्सीजन के योग से जैसे सोडियम सल्फेट बनता है, वैसे ही सोडियम सल्फाइड और गन्धक के योग से थायोसल्फेट बनता है।



सोडियम सल्फाइड के दो सूत्र हो सकते हैं—



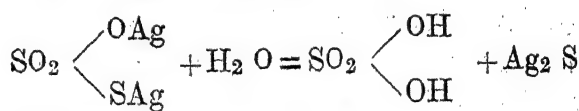
अतः थायोसलफेट के भी दो सूत्रों की संभावना है—



क्योंकि सोडियम सलफेट, $\text{SO}_2 \begin{cases} \text{ONa} \\ \text{ONa} \end{cases}$ है, और थायोसलफेट और

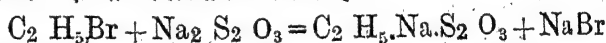
सलफेट समान हैं, अतः हाइपो का सूत्र भी संभवतः (१) वाला ही है।

(१) रजत थायोसलफेट और पानी के योग से रजत सलफाइड बनता है, इसका समर्थन निम्न सूत्र के आधार पर होगा।

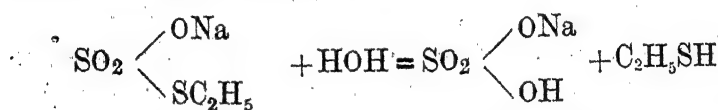


इससे भी (१) वाले सूत्र का समर्थन होता है।

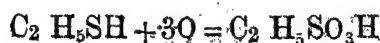
(२) एथिल ब्रोमाइड और सान्द्र सोडियम थायोसलफेट विलयन के योग से सोडियम एथिल थायोसलफेट बनता है—



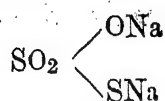
इसको हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ गरम करें, तो एथिल हाइड्रोजन-सलफाइड (मरकप्टान), $\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$, बनता है जिसमें एथिल मूल गन्धक के साथ सीधे सम्बद्ध है। अतः सोडियम एथिल थायोसलफेट में भी एथिल मूल गन्धक के साथ सम्बद्ध होना चाहिये—



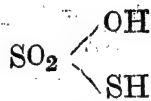
मरकप्टान (mercaptan) में एथिल मूल गन्धक के साथ ही सम्बद्ध है, इसकी पुष्टि इसके उपचयन से होती है जिससे एथिल सलफोनिक एसिड बनता है—



अतः हाइड्रो का सूत्र निम्न हुआ—

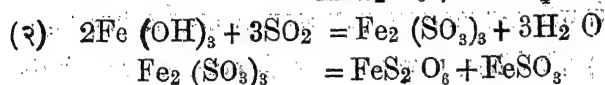
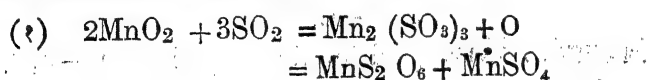


थायोसल्फेट

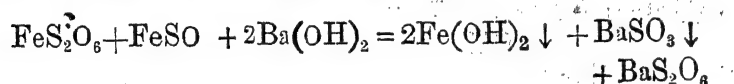


थायोसल्फ्यूरिक एसिड

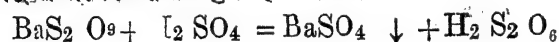
द्विथायोनिक एसिड, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ —यदि पानी में पायरोसल्फाइट (MnO_2) या लोहे या कोबल्ट के ऑक्साइड आस्रित किये जायें, और फिर गन्धक द्विऑक्साइड गैस प्रवाहित करें तो द्विथायोनेट बनते हैं—



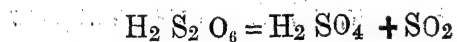
यदि मिश्रण में बेरियम हाइड्रॉक्साइड डाला जाय, और विलयन को छाना जाय, तो बेरियम सल्फेट और मैंगनस ऑक्साइड (या बेरियम सल्फाइट और फेरस हाइड्रॉक्साइड) तो छानने पर रह जायेंगे और विलय बेरियम थायोसल्फेट विलयन में चला आवेगा—



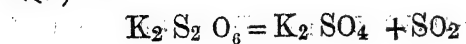
बेरियम द्विथायोनेट के विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड की गुणित मात्रा छोड़ने पर द्विथायोनिक एसिड मुक्त हो जायगा—



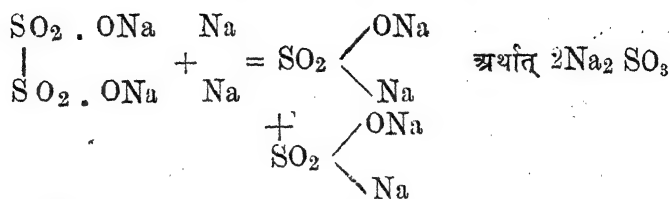
इसका विलयन गर करके कुछ गाढ़ा किया जा सकता है, पर अधिक गरम होने पर यह विभक्त हो जाता है—



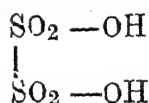
इसके लवण भी गरम होने पर गन्धक द्विऑक्साइड देते हैं। (गन्धक नहीं) —



सोडियम द्विथायोनेट और सोडियम संरस के योग होने पर सोडियम सल्फाइट बनता है—



इस प्रतिक्रिया के आधार पर द्विथायोनिक एसिड का सूत्र निम्न हुआ—

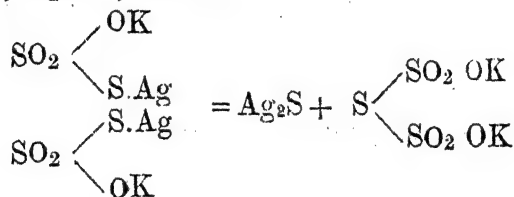


त्रिथायोनिक एसिड, (Trithionic acid) $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6$ —यह एसिड मुक्त रूप में नहीं पाया जाता पर इसके लवण त्रिथायोनेट मिलते हैं।

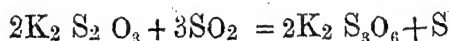
(१) यदि पोटैसियम बाइसल्फाइट को गन्धक से साथ धीरे धीरे गरम किया जाय तो पोटैसियम त्रिथायोनेट बनता है—



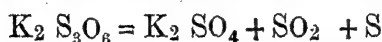
(२) पोटैसियम सिलवर थायोसल्फेट के विलयन को गरम करें तो सिलवर सल्फाइड का अवक्षेप आता है, और विलयन में पोटैसियम त्रिथायोनेट, $\text{K}_2\text{S}_3\text{O}_6$, रहता है—



(३) पोटैसियम थायोसल्फेट के विलयन को गन्धक द्विऑक्साइड से तब तक संतृप्त करें जब तक विलयन पीला न पड़ जाय, और फिर तब तक रख छोड़ें जब तक नीरंग न हो जाय, और फिर गन्धक द्विऑक्साइड प्रवाहित करें तो पोटैसियम त्रिथायोनेट के मणिम मिलेंगे—

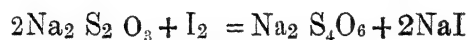


त्रिथायोनेट लवणों में पोटैसियम लवण ही अधिक प्रसिद्ध है। यह गरम होने पर गन्धक और गन्धक द्विऑक्साइड देता है—



ठंडे तापक्रम पर यह बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप नहीं देता; रजत नाइट्रेट के साथ पीला अवक्षेप आता है। यह थोड़ी देर में काला पड़ जाता है।

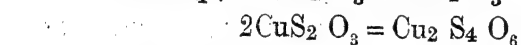
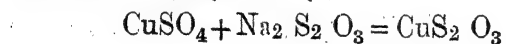
चतुः थायोनिक एसिड, $H_2S_4O_6$ —(१) यह कहा जा चुका है कि सोडियम थायोसल्फेट को आयोडीन के विलयन में मिलाया जाय तो आयोडीन का रंग उड़ जाता है। प्रतिक्रिया में सोडियम चतुःथायोनेट बनता है—



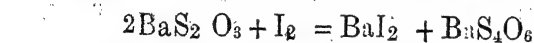
इस प्रतिक्रिया का उपयोग आयोडीन-अनुमापन में (स्टार्च-निशास्ता-सूचक की उपस्थिति में) किया जाता है।

फोर्डो (Fordos) और गेलिस (Gelis) ने १८४३ में सोडियम चतुःथायोनेट की खोज की थी। यदि शुद्ध लवण बनाना है, तो आयोडीन को एलकोहल में घोलना चाहिये और विलयन को ठंडा करके बूँद बूँद करके सोडियम थायोसल्फेट का संतृप्त विलयन डालना चाहिये। सोडियम चतुःथायोनेट एलकोहल की विद्यमानता में पृथक् होने लगेगा। छान कर इसे एलकोहल से धोना चाहिये, और फिर सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर सुखा लेना चाहिये।

(२) ताम्र सल्फेट और सोडियम थायोसल्फेट के योग से पहले तो ताम्र थायोसल्फेट का अवक्षेप आता है, पर यह बाद को क्यूप्रस चतुःथायोनेट में परिणत हो जाता है।



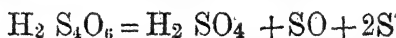
(३) बेरियम थायोसल्फेट के विलयन में आयोडीन मिलाने पर बेरियम चतुःथायोनेट बनता है, और साथ साथ बेरियम आयोडाइड भी बनता है—



यदि इस मिश्रण में एलकोहल छोड़ा जाय तो एलकोहल में आयोडीन और बेरियम आयोडाइड तो घुल जायँगे, और बेरियम चतुःथायोनेट अविलेय रह जायगा। इसे पृथक् कर लें, और फिर पानी में घोल कर इस बेरियम लवण में सल्फ्यूरिक एसिड की गुणित मात्रा छोड़ें तो बेरियम सल्फेट अवक्षिप्त हो जायगा, और विलयन में मुक्त चतुःथायोनिक एसिड रहेगा।



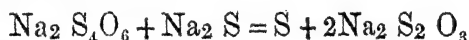
चतुःथायोनिक ऐसिड नीरंग द्रव है। हलके विलयनों में यह काफी स्थायी है। सीमा से अधिक गाढ़ा करने पर यह निम्न प्रकार विभक्त होता है—



सोडियम चतुःथायोनैट सोडियम संरस और पानी के योग से सोडियम थायोसल्फेट देता है—

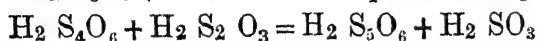
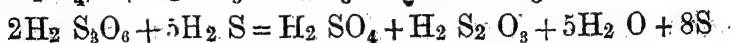
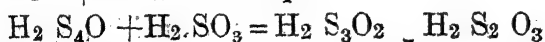
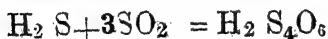
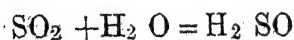


सोडियम चतुःथायोनेट सोडियम सल्फाइड के योग से भी थायो-सल्फेट और गन्धक देता है—

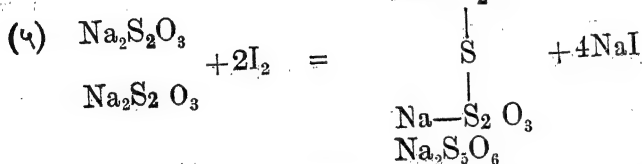
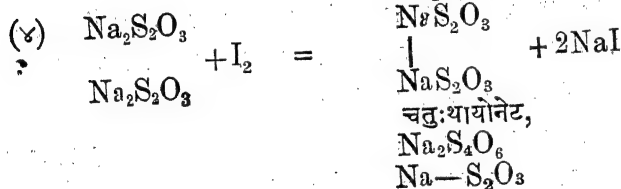
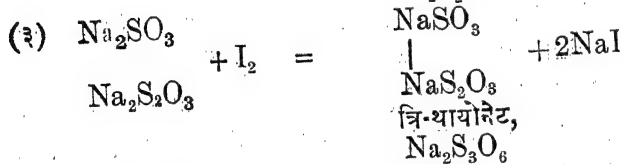
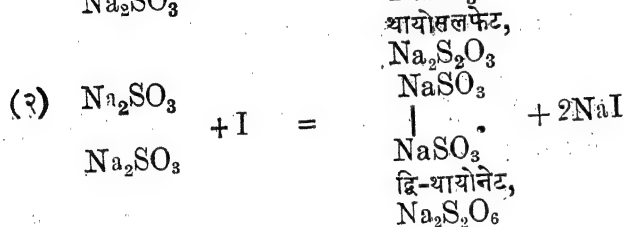
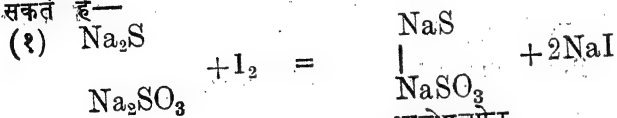


पंचथायोनिक ऐसिड, $\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$ —यदि सल्फ्यूरस ऐसिड के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित की जाय तो अनेक पदार्थ बनते हैं। कोलायडीय गन्धक का तो अवक्षेप आता है, और जो दूधिया विलयन होता है (जिसे वेकनरोडर—Wackenroder's का विलयन कहते हैं), उसमें पंचथायोनिक ऐसिड होता है। यदि विलयन में एक-तहाई तुल्यमात्रा कास्टिक पोटाश की डालें, और विलयन को स्वतः सूखने दें, तो तो पोटैसियम चतुःथायोनेट का मिश्रण मिलेगा। आंशिक मणिभीकरण द्वारा दोनों के रवों को पृथक् पृथक् कर सकते हैं। ज़ाइलीन और ब्रोमोफॉर्म के २५ घनत्व के मिश्रण में प्लावन-विधि द्वारा दोनों के मणिभ अलग किये जा सकते हैं। पोटैसियम चतुःथायोनेट, $\text{K}_2\text{S}_4\text{O}_6$, नीचे बैठ जायगा, और पंचथायोनेट, $\text{K}_2\text{S}_5\text{O}_6$, ऊपर उठ आवेगा।

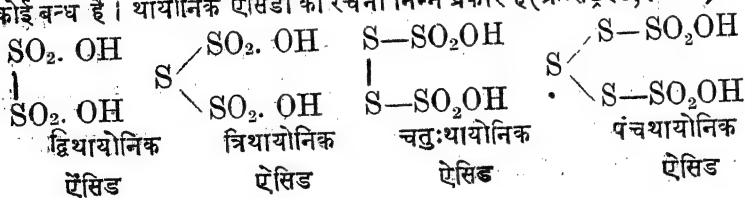
वेकनरोडर-विलयन में विभिन्न पदार्थ निम्न प्रतिक्रियाओं द्वारा बनते हैं, जैसा कि डेबस (Debus) ने १८८८ में पदार्शित किया था—



थायोनिक एसिडों की रचना और उनका पारस्परिक संबंध
सोडियम सल्फाइड, सोडियम सल्फाइट, सोडियम थायोसल्फेट आदि
के परस्पर युग्म लेकर आयोडीन से प्रतिकृत कराने पर लगभग सभी थायोनेट
बन सकते हैं—

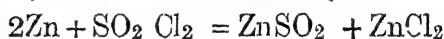


ऊपर दिये गये सूत्रों से यह न समझना चाहिये कि Na-Na के बीच में
कोई बन्ध है। थायोनिक एसिडों की रचना निम्न प्रकार है (ब्रोमस्ट्रेण्ड, १८७०)—



गन्धक के अन्य ऑक्सि-ऐसिड

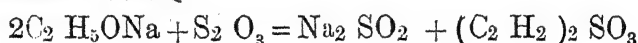
सल्फोक्जिलिक ऐसिड (Sulphoxylic acid)— H_2SO_3 —यह केवल जिक लवण के रूप में अथवा कार्बनिक यौगिकों के रूप में पाया जाता है। मुक्त अम्ल तैयार नहीं किया जा सका। यशद धातु और सल्फ्यूरिल क्लोराइड के योग से यह बनता है—



फॉर्मिलडीहाइड के साथ इसका निम्न यौगिक मिलता है—



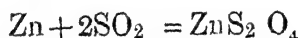
सोडियम एथिलेट और गन्धक सेल्सिट्रॉक्साइड के योग से सोडियम सल्फोसिलेट बनता है—



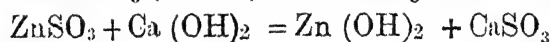
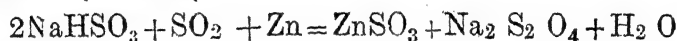
क्षार के जलीय विलयन और गन्धक एकौक्साइड के योग से भी यह बनता है—



हाइपोसलफ्यूरस ऐसिड (Hyposulphurous acid), $H_2S_2O_4$ —
(१) यदि यशद (जस्ता) धातु को सल्फ्यूरस ऐसिड में घोला जाय तो धातु घुल तो जाती है, पर हाइड्रोजन नहीं निकलता। प्रतिक्रिया में यशद सल्फाइट तो नहीं, प्रत्युत यशद हाइपोसलफाइट, ZnS_2O_4 , बनता है—

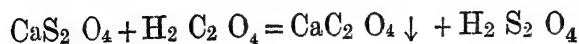


(२) सोडियम बाइसलफाइट के सान्द्र विलयन में जस्ता धातु की रज छोड़ी जाय और फिर गन्धक ट्रिऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाय, तो सोडियम हाइपोसलफाइट बनता है—

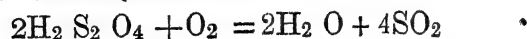


इस मिश्रण विलयन में यदि चूना डाला जाय तो जस्ता या यशद हाइड्रॉक्साइड बन कर अवक्षिप्त हो जायगा जिसे छान लिया जा सकता है। विलयन को फिर नमक से संतृप्त करें तो सोडियम हाइपोसलफाइट के मणिम पृथक् होंगे (नमक की उपस्थिति में सोडियम हाइपोसलफाइट की विलेयता कम हो जाती है)।

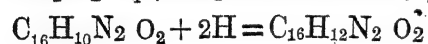
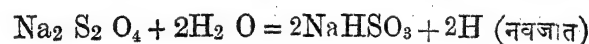
कैल्सियम हाइपोसलफाइट के विलयन में ऑक्जेलिक ऐसिड डालने पर कैल्सियम ऑक्जलेट पृथक् हो जाता है, और पीला विलयन मुक्त हाइपोसलफ्यूरस ऐसिड का मिलता है—



यह पीला विलयन हवा से ऑक्सीजन ले करके अपचित हो जाता है और गन्धक टिऑक्साइड बनता है—



सोडियम हाइपोसलफाइट को सोडियम हाइपोसलफाइट भी कहा जाता है। नील की रंगई में इस लवण का विशेष उपयोग होता है क्योंकि यह अच्छा अपचायक है। यह इंडिगो या नील को इंडिगो-हाइट (श्वेतनील) में परिणत कर देता है, जो विलेय है (नील रंग स्वतः पानी में नहीं घुलता)।

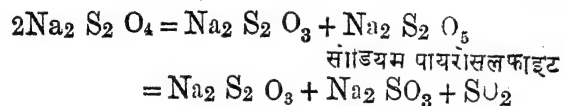


नील (अविलेय)

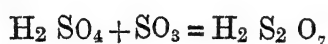
श्वेत नील (विलेय)

हाइपोसलफ्यूरस एसिड ताम्र सलफेट के विलयन को अपचित करके लाल ताम्रहाइड्राइड, $\text{Cu}_2 \text{ H}_2$, देता है। रजत नाइट्रेट के विलयन का अपचयन करके चाँदी देता है और पारे के लवणों को अपचित करके पारा देता है।

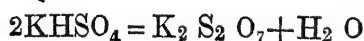
यह एसिड और इसके लवण गरम किये जाने पर विभक्त हो जाते हैं—



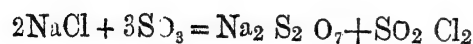
पायरोसलफ्यूरिक एसिड, $\text{H}_2 \text{ S}_2 \text{ O}_7$ —यह धूमवान सलफ्यूरिक एसिड में रहता है—



पोटैसियम हाइड्रोजन सलफेट रक्तत किये जाने पर पोटैसियम पायरोसलफेट देता है—

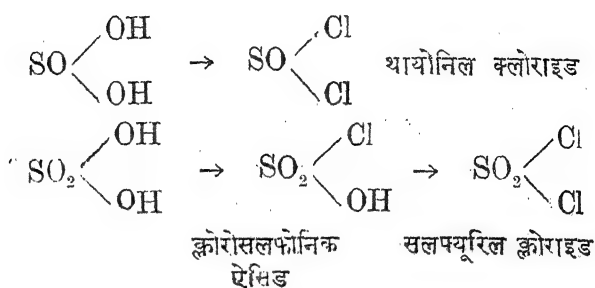


नमक और गन्धक टिऑक्साइड की प्रतिक्रिया से भी सोडियम पायरोसलफेट बनता है—



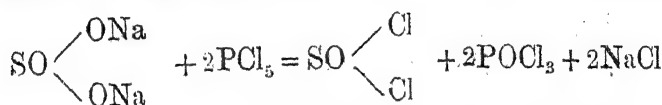
गन्धक के ऑक्सि-हैलोजन यौगिक

सलफ्यूरस और सलफ्यूरिक एसिड की रचना के अनुकूल तीन ऑक्सि-हैलोजन यौगिक महत्व के हैं—

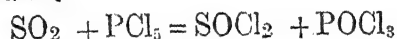


थायोनिज क्लोराइड के समान ही थायोनिज ब्रोमाइड, SOBr_2 , थायोनिज फ्लोराइड SOF_2 और थायोनिज क्लोरो-ब्रोमाइड, SOClBr , भी ज्ञात हैं।

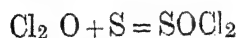
थायोनिज क्लोराइड (Thionyl chloride), SOCl_2 —(१) सोडियम सल्फाइड पर फॉस्फोरस पंचक्लोराइड की प्रतिक्रिया करने से यह बनता है—



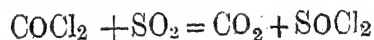
(२) यदि फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के ऊपर गन्धक द्विऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाय तो एक द्रव मिलता है, जिसके आंशिक स्रवण से थायोनिज क्लोराइड (बुझनांक 77°) और फॉस्फोरस ट्रायक्लोराइड (बुझनांक 107°) मिलते हैं—



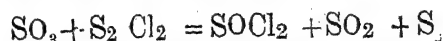
(३) गन्धक और क्लोरीन एक्वाइड के योग से— 12° पर भी थायोनिज क्लोराइड बनता है—



(४) तप्त कोयले पर गन्धक द्विऑक्साइड और कार्बोनिज क्लोराइड गैस प्रवाहित करने पर यह बनता है—

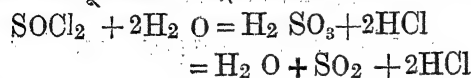


(५) व्यापारिक मात्रा में यह $75^\circ - 100^\circ$ पर गन्धक त्रिऑक्साइड और गन्धक क्लोराइड के योग से बनाया जाता है।



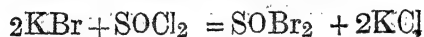
मिश्रण में क्लोरीन गैस प्रवाहित करके गन्धक को फिर गन्धक क्लोराइड में परिणत कर लेते हैं।

थायोनिल क्लोराइड नीरंग द्रव है जिसका क्वथनांक 75° और 0° पर घनत्व १.६७७ है। नम हवा में यह धूम देता है। पानी के योग से यह विभक्त होकर सल्फ्यूरस और हाइड्रोक्लोरिक एसिड देता है—



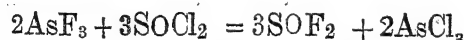
थायोनिल क्लोराइड को सल्फ्यूरस एसिड का एसिड क्लोराइड मानना चाहिये।

थायोनिल ब्रोमाइड, SOBr_2 —थायोनिल क्लोराइड और पोटैसियम ब्रोमाइड के योग से थायोनिल ब्रोमाइड बनता है—



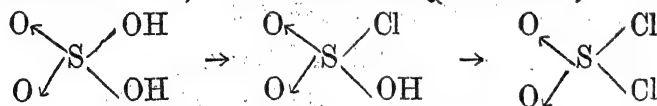
यह नारंगी रंग का द्रव है, जिसका क्वथनांक $55.0/80$ मि. मी. हैं।

थायोनिल फ्लोराइड, SOF_2 —थायोनिल क्लोराइड और आर्सेनिक फ्लोराइड, AsF_3 के योग से थायोनिल फ्लोराइड बनता है जिसका क्वथनांक 32° है।

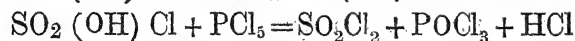
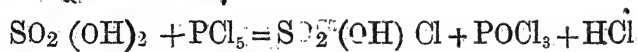


यह शुष्क अमोनिया के साथ $2\text{SOF}_2 \cdot 5\text{NH}_3$, और $2\text{SOF}_2 \cdot 7\text{NH}_3$ रूप के युक्त यौगिक बनाता है।

क्लोरोसलफोनिक एसिड, ClSO_3H —यदि सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड को फॉस्फोरस पंचक्लोराइड से प्रवाहित किया जाय तो दो यौगिक बनते हैं—क्लोरोसलफोनिक एसिड, ClSO_3H और सल्फ्यूरिल क्लोराइड, SO_2Cl_2

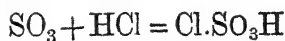


इन प्रतिक्रियाओं में सल्फ्यूरिक एसिड के हाइड्रॉक्सिल मूल एक एक कर के क्लोरोमूल से स्थापित हो जाते हैं।

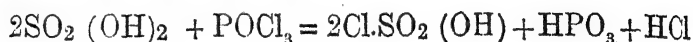


इस प्रकार प्रतिक्रिया के मिश्रण में तीन पदार्थ होंगे—क्लोरोसलफोनिक एसिड (क्वथ० 14.1°), सल्फ्यूरिल क्लोराइड (क्वथ० 68.1°) और फॉस्फोरस ऑक्सिक्लोराइड (क्वथ० 107.2°)। इन तीनों के क्वथनांक काफी भिन्न हैं अतः इन्हें आंशिक खवण द्वारा अलग अलग किया जा सकता है।

गन्धक त्रिऑक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस के योग से भी क्लोरोसलफोनिक एसिड बन सकता है—

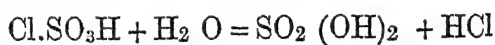


फॉस्फोरस ऑक्सीक्लोराइड और सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से भी क्लोरोसलफोनिक एसिड बनता है—

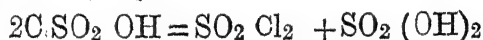


व्यापारिक परिमाण पर यह धूमवान सल्फ्यूरिक एसिड (जिसमें गन्धक त्रिऑक्साइड का आधिक्य हो) और शुष्क हाइड्रोजन क्लोराइड के योग से बनाया जाता है। प्रतिक्रिया समाप्त होने पर छवण करके इसे पृथक् कर लेते हैं।

क्लोरोसलफोनिक एसिड नीरंग धूमवान द्रव है जिसका २०° पर घनत्व १.७५३ है। पानी के योग से इसका प्रचंडतापूर्वक उद्विच्छेदन होता है—

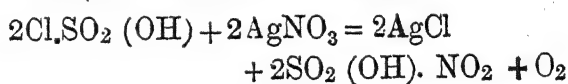


यदि इसे १५०° तक गरम करें तो यह सल्फ्यूरिल क्लोराइड और सल्फ्यूरिक एसिड देता है—

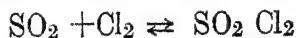


और ऊँचे तापक्रम तक गरम करने पर यह क्लोरीन, गन्धक द्विऑक्साइड और पानी में परिणत हो जाता है।

बिल्वर नाइट्रेट और क्लोरोसलफोनिक एसिड में उग्रतापूर्वक प्रतिक्रिया होती है, और नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड बनता है—



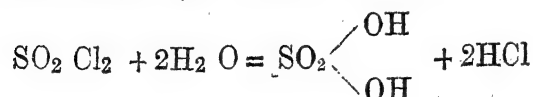
सल्फ्यूरिल क्लोराइड, $\text{SO}_2 \text{Cl}_2$ —धूप में यह क्लोरीन और गन्धक द्विऑक्साइड के योग से सीधे बनाया जा सकता है। इस प्रतिक्रिया में गन्धक, जान्तव कायला अथवा ऐसीटिक एनहाइड्राइड उत्प्रेरक का काम करते हैं—



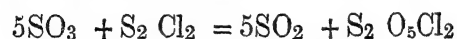
क्लोरोसलफोनिक एसिड को बन्द नली में १८०° तक गरम करके भी इसे बना सकते हैं। जैसा ऊपर कहा जा चुका है, फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड का देर तक योग करा के भी इसे बनाया जा सकता है।

क्लोरोसलफोनिक एसिड को १% मरक्यूरिक सलफेट के साथ ७०° गरम करने पर भी यह सलफ्यूरिल क्लोराइड बनता है । मरक्यूरिक सलफेट उत्प्रेरक का काम करता है ।

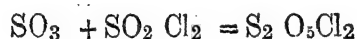
सलफ्यूरिल क्लोराइड नीरंग धूमवान द्रव है, जिसका क्वथनांक ६६° है । जल के योग से यह सलफ्यूरिक एसिड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड देता है—



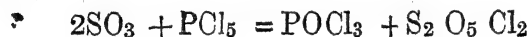
पायरोसलफ्यूरिल क्लोराइड, $\text{S}_2 \text{ O}_5 \text{ Cl}_2$ —गन्धक त्रिऑक्साइड और गन्धक क्लोराइड के योग से यह बनता है—



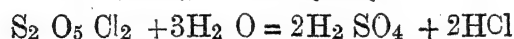
सलफ्यूरिल क्लोराइड और गन्धक त्रिऑक्साइड के योग से भी यह बनता है—



गन्धक त्रिऑक्साइड और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के योग से भी बनता है—



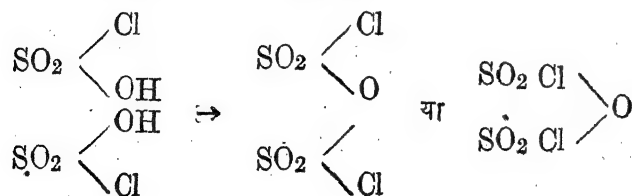
पायरोसलफ्यूरिल क्लोराइड नीरंग भारी द्रव है (घनत्व १.८४४/१८°), जिसका क्वथनांक १५०.७°/७३० मि० मी० है । यह थोड़ा ही धूम देता है और पानी के योग से प्रतिक्रिया धीरे धीरे होती है ।



धूमवान सलफ्यूरिक एसिड और कार्बन चतुःक्लोराइड के योग से भी यह बनता है—

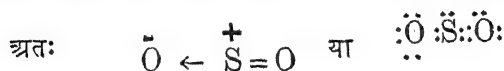


यह क्लोरोसलफोनिक एसिड के दो अणुओं में से पानी निकाल कर बनता है—



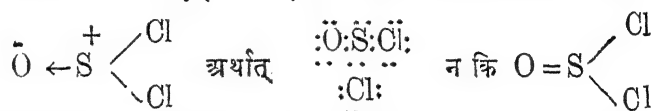
गन्धक यौगिकों का ऋणाणु संगठन

गंधक ट्रायॉक्साइड, SO_3 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= 6 + 6 \times 2 = 18$ । तीन परमाणुओं के अष्टकों के लिये २४ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(24 - 18) = 3$

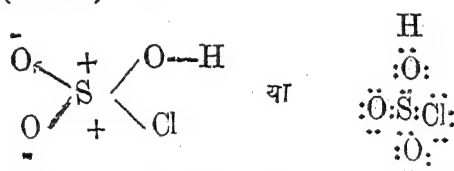


इसका सूत्र $\text{O} = \text{S} = \text{O}$ गलत है।

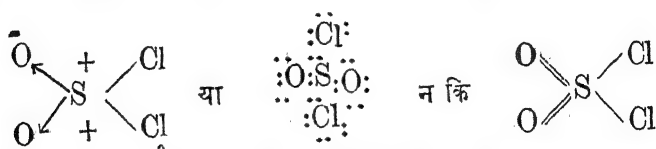
थायोनिल क्लोराइड, SOCl_2 —संयोज्यता वाले ऋणाणु $= 6 + 6 + 7 \times 2 = 26$ । चार परमाणुओं के अष्टकों के लिये ३२ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(32 - 26) = 3$ । अतः इसकी रचना निम्न है—



क्लोरोसल्फोनिक एसिड, ClSO_3H —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= 7 + 6 + 6 \times 3 + 1 = 32$ । इस अणु में Cl , S , और तीन O परमाणुओं के अष्टकों के लिये ४० ऋणाणु और हाइड्रोजन के अष्टक के लिये २ ऋणाणु चाहिये। अतः कुल ४२ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(42 - 32) = 5$

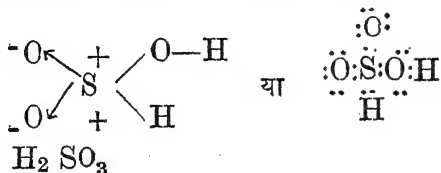


सल्फ्यूरिल क्लोराइड, SO_2Cl_2 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= 6 + 6 \times 2 + 7 \times 2 = 32$ । पाँच परमाणुओं के अष्टकों के लिये ४० ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(40 - 32) = 4$ ।

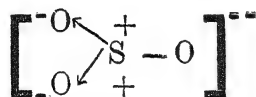


सल्फ्यूरस एसिड, H_2SO_3 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= 2 + 6 + 6 \times 3 = 26$ । दो हाइड्रोजनों के अष्टकों के लिये $2 \times 2 = 4$

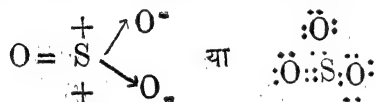
ऋणाणु और शेष ४ परमाणुओं के लिये ३२ ऋणाणु चाहिये, अर्थात् कुल $४ + ३२ = ३६$, अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (३६ - २६) = ५$.



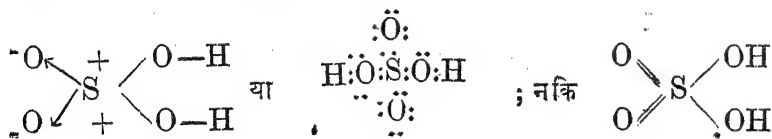
अतः सल्फाइट आयन, SO_3^{--} की रचना निम्न हुई



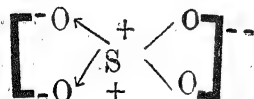
गन्धक त्रिऑक्साइड, SO_3 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= ६ + ६ \times ३ = २४$ । ४ परमाणुओं के अणुओं के लिये ३२ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (३२ - २४) = ४$



सल्फ्यूरिक एसिड, H_2SO_4 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= २ + ६ + ६ \times ४ = ३२$ । २ हाइड्रोजन के अणुओं के लिये ४ ऋणाणु और SO_4 के ५ परमाणुओं के अणुओं के लिये ४० ऋणाणु चाहिये, योग $= ४४$ । अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (४४ - ३२) = ६$

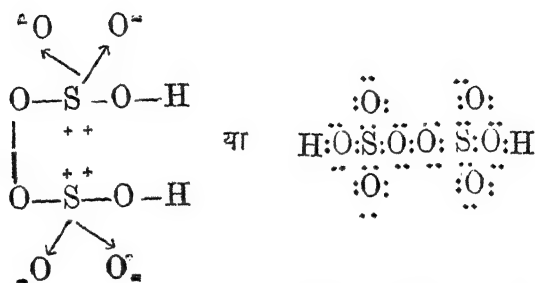


अतः सल्फेट आयन SO_4^{--} की रचना निम्न हुई—

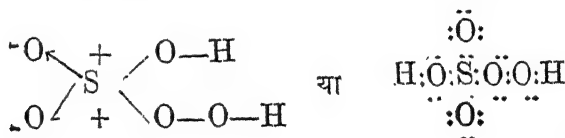


मार्शल का परद्विसल्फ्यूरिक एसिड, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ —संयोज्यता वाले

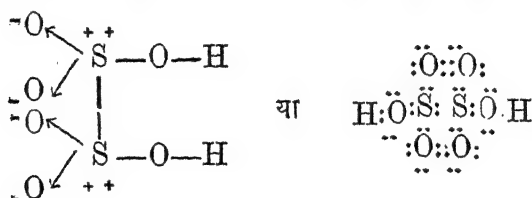
ऋणानुओं की संख्या = $2 + 2 \times 6 + 4 \times 6 = 62$ । अष्टकों के लिये $8 + 40 = 48$ ऋणानु चाहिये । अतः बन्धनों की संख्या = $\frac{1}{2} (62 - 48) = 12$



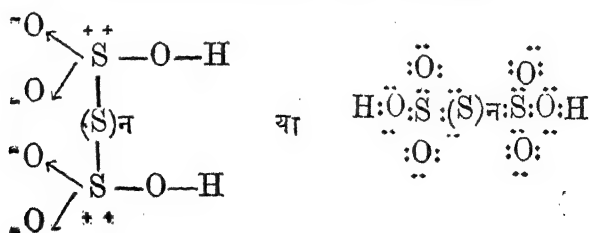
कैरो का पर-एकसलपूरिक एसिड, H_2SO_5 —संयोज्यता वाले ऋणानुओं की संख्या = $2 + 6 + 6 \times 4 = 34$ । अष्टकों के लिये $8 + 48 = 56$ ऋणानु चाहिये, अतः बन्धनों की संख्या = $\frac{1}{2} (56 - 34) = 9$



थायोनिक एसिड, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ —बन्धनों की संख्या = $\frac{1}{2} (64 - 40) = 12$



इसी प्रकार अन्य थायोनिक एसिडों की रचना निम्न है—



सेलीनियम

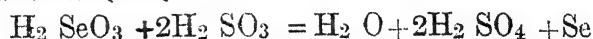
[Selenium]

स्वेडन के ग्रिप्सहोल्म स्थान पर सीस-वेश्म विधि से सलफ्यूरिक ऐसिड बनाया जाता था। इस कारखाने में गन्धक पायराइटोज़ अयस्क (लोह मान्दिक) से प्राप्त होता था। इस कारखाने में राख की एक लाल ढेरी जमा हो गई थी। इसी ढेरी में से बर्ज़ीलियस (Berzelius) ने १८१७ में सेलीनियम की खोज की। पहले लोगों की यह धारणा थी कि ढेरी के लाल पदार्थ में गन्धक का कोई रूपान्तर विद्यमान है, जिसमें थोड़ा सा टेल्यूरियम भी मिला हुआ है। ढेरी का लाल पदार्थ जलने पर पाल-गोभी की सी सड़ाई-यद वाली गंध देता था। बर्ज़ीलियस ने देखा कि यह नया तत्त्व टेल्यूरियम से बहुत मिलता जुलता है। अतः उसने इस तत्त्व को भी उससे मिलता जुलता ही नाम सेलीनियम दिया। (टेलस = पृथ्वी, सेलीने = चाँद)।

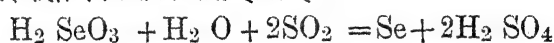
खनिज—यद्यपि सेलीनियम प्रकृति में काफी विस्तृत है, यह दुष्प्राप्य तत्त्व है। इसके अपने खनिज कम पाये जाते हैं—सीसा, पारा, ताँबा, थैलियम, विषमथ और चाँदी के कुछ सेलेनाइड मिलते हैं जिनमें सेलीनियम की मात्रा ० से ४८ % तक होती है। एक खनिज सेलीनोलाइट (selenolite), SeO_3 , है। वोल्केनाइट खनिज में सेलीनियम और गन्धक है—सेलीनियम ६६% तक है। कुछ सेलेनाइट और सेलेनेट भी पाये जाते हैं। विद्युत् विच्छेदन वाले शोधनालयों के ऐनोड-पंक में भी काफी सेलीनियम होता है। खन भट्टियों के धूम्र रज में भी जिनमें पायराइटोज़ जलाया जाता है, सेलीनियम पाया जाता है।

तत्त्व की प्राप्ति—(१) धूम्र पथ की रज से (Flue dust)-धूम्रपथ की रज की ढेरी को पीस कर महीन चूर्ण कर लिया जाता है। फिर इसमें सोडियम कार्बोनेट और सोडियम परोक्साइड मिला कर निकेल की मूषा में गलाते हैं। प्रतिक्रिया में इतना ताप उत्पन्न होता है, कि गलाने के लिये बाहर से गरम करने की आवश्यकता नहीं पड़ती। प्रतिक्रिया पूर्ण होने पर मूषा ठंडी की जाती है, और द्रव्य ठंडा करके लोड़ा जाता है, और पानी के साथ इसकी धोलाई करते हैं। फिर छान कर अविलिय भाग अलग कर देते हैं। छाने विलयन को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड द्वारा शिथिल करते हैं और उबालते हैं। ऐसा करने पर सिलिका अवक्षिप्त हो जाता है, और

सेलेनस एसिड, $H_2 SeO_3$, विलयन में चला जाता है। इसमें फिर सोडियम सल्फाइट मिलाया जाता है। इससे अपचित होकर धूसर वर्ण का सेलीनियम तत्व प्राप्त होता है—



(२) ऐनाड पंक से (Anode slimes)- इसे महीन पीस डालते हैं, और तब सान्द्र नाइट्रिक एसिड से प्रभावित करते हैं। एसबेस्टस के तख्ते में होकर इसे छानते हैं। छाने विलयन को गरम करके सुखा लेते हैं। अवशेषांश को अब सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में धोलते हैं। ऐसा करने पर सेलेनस ऐसिड मिलता है। इससे विलयन में गन्धक द्विआक्साइड प्रवाहित करने पर सेलीनियम तत्व प्राप्त होता है—



सेलेनस एसिड को स्टैनस क्लोराइड, सोडियम थायोसल्फेट, फॉस्फोरस एसिड आर्सीनियस एसिड, पोटैसियम आयोडाइड, लोहा या जस्ता किसी से भी अपचित किया जा सकता है। अपचयन करने पर सेलीनियम तत्व मिलेगा।

सेलीनियम के रूपान्तर—सेलीनियम के पाँच रूपान्तर प्रसिद्ध हैं—

(१) अमणिभ सेलीनियम—यह कार्बन द्विसल्फाइड, कार्बन द्विसेलेनाइड, CSe_2 और द्विआयडीमेथेन, $CH_2 I_2$, में विलेय है। यह सेलेनस एसिड के अपचयन से मिलता है। $50^\circ-60^\circ$ तक गरम करने पर यह नरम पड़ जाता है, और 220° पर विलकुल द्रव हो जाता है। 70° पर इसके तार भी खिंच सकते हैं। यह लाल रंग का चूर्ण है।

(२) काँचीय सेलीनियम (Vitreous)—यह भी अमणिभ है। ऊपर लिखे गये लाल सेलीनियम चूर्ण को 217° के निकट गरम करके शीघ्र वेग पूर्वक ठंडा करने पर यह मिलता है। वह काला काँच सा दीखता है। इसके पतले पत्रों में चटक लाल रंग होता है। काँच के समान इसे भी रगड़ कर विद्युन्मय किया जा सकता है। इसका घनत्व 4.28 है; इसका द्रवणांक अनिश्चित है।

(३) एकानताक्ष सेलीनियम (Monoclinic) (मणिभ)—अमणिभ सेलीनियम को गरम कार्बन द्विसल्फाइड में धोल कर मणिभीकरण करने पर गहरे लाल रंग के अर्ध पारदर्शक मणिभ मिलते हैं। इनका घनत्व 4.4 है। द्रवणांक $170^\circ-180^\circ$ । यदि ठंढे विलयन में से खे प्राप्त किये जायं तो उनका रंग नारंगी होता है।

(४) षट् फलकीय धूसर सेलीनियम धातु—अमणिभ सेलीनियम को गला कर 217° तक ठंडा करने पर और फिर इस तापक्रम पर कुछ देर स्थिर रखने पर सेलीनियम का यह रूपान्तर मिलता है। लाल एकानताक्ष सेलीनियम को 120° तक गरम करने पर भी यह धीरे धीरे बनता है। इसका घनत्व 4.76 और द्रवणांक 217° है। यह कार्बन द्विसेलेनाइड में अविलेय है। यह बिजली का अच्छा चालक है। अन्य रूपान्तरों की अपेक्षा यह अधिक स्थायी और कम क्रियावान है। तीव्र प्रकाश में यह अंधेरे की अपेक्षा अधिक क्रियावान होता है। 40% सोडियम सल्फाइड में इसकी विलेयता तीव्र प्रकाश में रखने पर $6-14$ गुना बढ़ जाती है।

(५) विलेय सेलीनियम (कोलायडीय)—सेलेनस एसिड के अपचयन से यह भी बनता है। यह पानी में पूर्णतः विलेय है। लाल धूसर-छाँद के रंग का विलयन मिलता है। संभवतः यह कोलायडीय सेलीनियम है। विलयन में यदि एसिड या लवण डाले जायें तो यह अधःक्षिप्त हो जाता है।

सेलीनियम के गुण—सेलीनियम के गुण गन्धक के समान हैं। गन्धक के समान ही इसके विभिन्न रूपान्तर होते हैं, जिनका उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। सेलीनियम गैस के वाष्प घनत्व के आधार पर इसका अणु $440^{\circ}-600^{\circ}$ के बीच में Se_2 और Se_8 है, $600^{\circ}-1000^{\circ}$ के बीच में Se_2 और 2000° के ऊपर यह एकपरमाणुक है।

सेलीनियम धातु साधारण तापक्रम पर बिजली की अच्छी चालक नहीं है, पर 200° पर अच्छी चालक हो जाती है। सेलीनियम के अन्य रूपान्तर इस बात में भिन्नता रखते हैं। उनकी चालकता तापक्रम बढ़ाने पर कम होती है।

सेलीनियम का एक मुख्य अत्यन्त उपयोगी गुण यह है कि थोड़ी ही देर प्रकाश पड़ने पर ($1/1000$ सेकेंड तक ही क्यों न पड़े) सेलीनियम के रवे की चालकता काफी बढ़ जाती है। अंधेरे में फिर लाने पर अति शीघ्र यह चालकता फिर कम हो जाती है। इस गुण का उपयोग फोटो-इलेक्ट्रिक सेल बनाने में किया जाता है जिसका व्यवहार आज कल बहुत होता है।

सेलीनियम के रासायनिक गुण गन्धक और टेल्यूरियम के बीच के हैं। द्रव सेलीनियम द्रव एंटीमनी, सीसा, बिसमथ, ताँबा, चाँदी और सोना के साथ लगभग पूर्णतः मिश्र्य है।

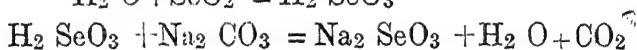
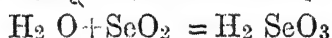
हवा में गरम करने पर सेलीनियम नीली ज्वाला से जलता है, और ऑक्साइड, SeO_2 , बनता है। इसमें दुर्गन्धयुक्त जलायुक्त आती है।

सेलीनियम हाइड्रोजन से युक्त होकर हाइड्रोजन सेलेनाइड, $H_2 Se$, देता है, और क्लोरिन के साथ क्लोराइड, और धातुओं के साथ सेलेनाइड देता है। यह यौगिक सल्फाइडों की अपेक्षा कुछ कम आसानी से बनते हैं, पर सेलीनियम क्लोराइड गन्धक क्लोराइड की अपेक्षा अधिक स्थायी है—इनका जल्दी उद्विच्छेदन नहीं होता।

सेलीनियम हाइड्रोजन परॉक्साइड या ओज़ोन से उपचित होकर सेलेनिक एसिड, $H_2 SeO_4$, देता है।

सेलीनियम सल्फ्यूरिक एसिड में विलेय है, और हरा विलयन (संभवतः सेलेनो-गन्धक त्रिऑक्साइड का)—देता है। इसे हल्का करें तो सेलीनियम अवक्षिप्त हो जायगा; नाइट्रिक एसिड सेलीनियम को सेलेनस एसिड में परिवर्तित कर देता है।

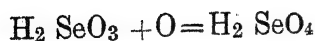
सेलीनियम ऑक्साइड—सेलीनियम का प्रसिद्ध ऑक्साइड SeO_2 है। यह सेलीनियम को ऑक्सीजन में (जिसमें नाइट्रस धूम भी कुछ मिला हो) जलाने पर बनता है। सेलीनियम और नाइट्रिक एसिड के योग से भी यह बनता है। पानी के योग से यह ऑक्साइड सेलेनस एसिड, $H_2 SeO_3$, देता है जो सल्फ्यूरस एसिड के समान है।



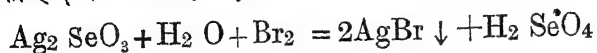
इस एसिड के लवण सेलेनाइट (selenite) कहलाते हैं। जैसा कहा जा चुका है, सेलेनस एसिड में अपचायक पदार्थ (जैसे गन्धक द्विऑक्साइड, स्टैनस क्लोराइड, हाइड्रोज़ीन हाइड्रेट आदि) डालने पर सेलीनियम अवक्षिप्त हो जाता है।

सेलीनियम का त्रिऑक्साइड, SeO_3 , कठिनता से बनाया गया है (यह विधि SO_3 बनाने की विधि से सर्वथा भिन्न है)। सेलीनियम को सेलीनियम ऑक्सिक्लोराइड, $SeOCl_2$, में घोल कर ओज़ोन युक्त ऑक्सीजन से प्रभावित करते हैं। ऐसा करने पर श्वेत-पीला या श्वेत पदार्थ, त्रिऑक्साइड, बनता है; पर यह प्रतिक्रिया विश्वसनीय नहीं है, और त्रिऑक्साइड का अस्तित्व सन्दिग्ध है।

सेलेनस एसिड के उपचयन से सेलेनिक एसिड, $H_2 SeO_4$, बनता है। यह उपचयन पोटैशियम परमैंगनेट, क्लोरिन या ब्रोमीन द्वारा किया जा सकता है।



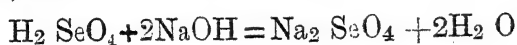
सब से अच्छी विधि रजत सेलेनाइट, $\text{Ag}_2 \text{SeO}_3$, में शुद्ध ब्रोमीन डालने की है (रजत ब्रोमाइड छान कर अलग कर लेते हैं)—



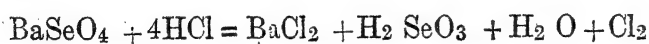
सेलेनिक एसिड को क्षीण दाब में उड़ा कर निर्जल सेलेनिक एसिड भी मिल सकता है। सेलेनिक एसिड पानी का योग होने पर गरमी देता है, और कई हाइड्रेट बनते हैं।

सेलेनिक एसिड के गरम विलयन में सोना और ताँबा घुल जाते हैं, और एसिड अपचित होकर सेलेनस एसिड बन जाता है।

सेलेनिक एसिड (selenic acid) के लवणों को सेलेनेट (selenate) कहते हैं जो सल्फेटों के समान हैं—



सेलीनियम को पोटैसियम नाइट्रेट या सोडियम पराक्साइड के साथ गलाने पर भी सोडियम या पोटैसियम सेलेनेट बनते हैं। ये सेलेनेट मणिभीकरण के जल में, मणिभों की आकृति में अथवा विलेयता में सल्फेटों से मिलते जुलते हैं। बेरियम सल्फेट के समान बेरियम सेलेनेट, BaSeO_4 , परम अविलेय पदार्थ है। परन्तु बेरियम सेलेनेट को हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ यदि उबालें, तो इसका अपचयन हो जाता है, और विलेय सेलेनस एसिड बनता है।

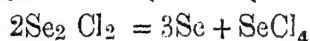


सेलेनेट लवण परस्पर द्विगुण लवण भी बनाते हैं जो फिटकरियों आदि के समान हैं—जैसे $\text{Fe}_2 \text{SeO}_4 \cdot \text{FeSeO}_4 \cdot 6\text{H}_2 \text{O}$ और $\text{Fe}_2 \text{SeO}_4 \cdot \text{Cr}_2 (\text{SeO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$.

सेलीनियम हैलाइड—साधारण तापक्रम पर सेलीनियम और क्लोरीन के योग से सेलीनियम चतुःक्लोराइड, SeF_4 , बनता है। यदि प्रतिक्रिया 70° पर हो, तो षट्-क्लोराइड, SeF_6 , बनता है। चतुःक्लोराइड पानी से उदविच्छेदित हो जाता है।

सेलीनियम दो क्लोराइड देता है— $\text{Se}_2 \text{Cl}_2$ । और SeCl_4 , सेलीनियम के ऊपर क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर सेलीनियम एक-क्लोराइड, $\text{Se}_2 \text{Cl}_2$,

बनता है। सेलीनियम को धूमवान नाइट्रिक एसिड में घोल कर इसमें शुष्क हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस प्रवाहित करने पर भी एक-क्लोराइड बनता है। यह भूरा तेल सा पदार्थ है। गरम करने पर यह सेलीनियम और सेलीनियम चतुःक्लोराइड में विभक्त हो जाता है—



क्लोरीन और सेलीनियम एक-क्लोराइड के योग से सेलीनियम चतुःक्लोराइड, SeCl_4 , बनता है—

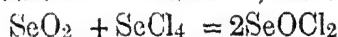


यह सेलीनियम ऑक्साइड और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के योग से भी बनता है—

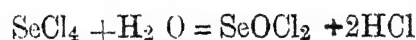


यह पीला ठोस पदार्थ है जिसका सरलतासे ऊर्ध्वगत हो सकता है। नम वायु के योग से यह उदविच्छेदित हो जाता है।

सेलीनियम ऑक्सिक्लोराइड, SeOCl_2 , सेलीनियम का प्रसिद्ध यौगिक है। यह सेलीनियम चतुःक्लोराइड और सेलीनियम ऑक्साइड के योग से (क्लोरोफॉर्म के विलयन में) आसानी से बनता है—



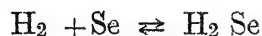
सेलीनियम चतुःक्लोराइड के आंशिक उदविच्छेदन से भी यह बनता है—



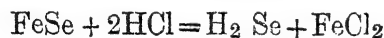
सेलीनियम ऑक्साइड पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड प्रवाहित करने पर $\text{SeO}_2 \cdot 2\text{HCl}$ बनता है। इससे पानी अलग करने पर भी SeOCl_2 रह जाता है। इस प्रकार भी यह बनाया जा सकता है। शुद्ध ऑक्सिक्लोराइड नीरंग होता है, पर साधारणतः यह पीले रंग का भारी द्रव है। यह कार्बन ट्रेसिलफाइड, क्लोरोफॉर्म, बैंजीन आदि के साथ पूर्णतः मिश्र्य है। इसमें गन्धक, सेलीनियम और टेल्यूरियम आसानी से घुल जाते हैं। इसमें रबर, ब्रेक्लाइट, गोद, सेल्यूलाइड, सरस आदि पदार्थ भी घुलते हैं। इस प्रकार यह एक अच्छा विलायक है।

सेलीनियम ऑक्साइड और सेलीनियम चतुःब्रोमाइड, SeBr_4 , के योग से सेलीनियम ऑक्सि-ब्रोमाइड, SeOBr_2 , भी बनता है जो लाल-पीला ठोस पदार्थ है—द्रवणांक 41.6° ।

हाइड्रोजन सेलेनाइड, $H_2 Se$ — 320° के नीचे तो हाइड्रोजन और सेलीनियम में योग धीरे धीरे होता है, पर ऊँचे तापक्रमों पर अधिक वेग से, 575° पर सबसे अधिक योग होता है।

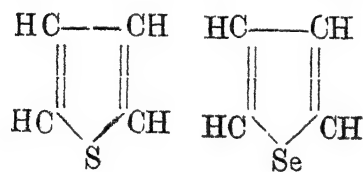


सोडियम सेलेनाइड, $Na_2 Se$, या लोह सेलेनाइड, $FeSe$, पर हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड के प्रभाव से यह आसानी से बनता है—



यह नीरंग गैस है जो ज्वलनशील भी है। इसमें दुर्गन्ध होती है। बर्जी-लियस ने लिखा है कि इसका एक बुलबुला सूँघ लेने पर ही नाक इतनी सुन्न हो गयी कि कई घंटे तक तीव्र अमोनिया की गन्ध पता तक न चल सकी। एक आयतन पानी में यह गैस 13.2° पर 3.31 आयतन बुलती है। इसका विलयन लिटमस के प्रति अम्लीय है। यह गैस धातुओं के लवणों के विलयन के साथ सेलेनाइड के अवक्षेप देती है। बहु-सल्फाइडों के समान बहु-सेलेनाइड भी बनते हैं— Se_2 , Se_3 , Se_4 आदि।

सेलेनोफीन (Selenophene) C_4H_4Se — यह यौगिक कार्बनिक यौगिक थायोफीन (Thiophene) से मिलता जुलता है—



थायोफीन

सेलेनोफीन

टेल्यूरियम

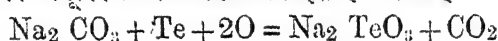
[Tellurium]

खनिज-विज्ञानवेत्ताओं के सामने बहुत दिनों से यह बात रहस्य की रही कि कुछ खनिजों में एक ऐसा पदार्थ रहता है जिसमें धातु की सी आभा है, पर जिसकी प्रतिक्रियायें अधातुओं की सी हैं। इसलिये उन्होंने इसका नाम “अरैम पेराडौन्सम” या “मेटेलम प्रोब्लेमेटम” अर्थात् “रहस्यमयी धातु” रख छोड़ा था। सन् १७८२ में राइशनस्टाइन (Reichenstein) ने प्रयोगों से यह सिद्ध किया कि यह धातु एक नया तत्त्व है। सन् १७६८ में

क्लैपरोथ (Klaproth) ने टेल्यूरियम खनिजों की परीक्षा की और इस नये तत्त्व का नाम टेल्यूरियम रक्खा (टेज़स = पृथ्वी) । इस प्रकार सेलेनियम की खोज से लगभग २० वर्ष पहले ही टेल्यूरियम तत्त्व की खोज हुई । सन् १८३२ में बर्जीलियस ने इसके यौगिकों की विस्तृत विवेचना की । गन्धक और सेलीनियम से मिलता जुलता होने के कारण टेल्यूरियम को भी आर्वर्स संविभाग के उसी समूह में स्थान मिला ।

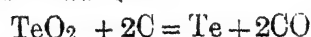
खनिज—टेल्यूरियम के सूक्ष्मांश प्रकृति में बहुत विस्तृत हैं । यह तत्त्व गन्धक के साथ कहीं कहीं प्राकृतिक रूप में भी पाया जाता है । यह कुछ धातुओं से संयुक्त—टेल्यूराइड के रूप में—भी मिलता है—सिलवेनाइट, (sylvanite) $(\text{Au}, \text{Ag}) \text{Te}_2$; पेटज़ाइट, (petzite) $(\text{Ag}, \text{Au})_2 \text{Te}$, टेट्राडायमाइट, (tetradymite) $\text{Bi}_2 (\text{TeS})_3$, टेल्यूरिक ओकर (ochre) या टेल्यूराइट (tellurite) TeO_2 है । गन्धक और सेलीनियम की अपेक्षा टेल्यूरियम बहुत कम पाया जाता है ।

तत्त्व की प्राप्ति—(१) यह तत्त्व लगभग उन्हीं स्थानों से प्राप्त किया जाता है, जिनसे सेलीनियम । सीसा धातु के विद्युत शोधनालय के ऐनोड-पंक में टेल्यूरियम अधिक होता है, पर ताँबे के शोधनालय के ऐनोड-पंक में सेलीनियम अधिक होता है । धूम मार्ग के रज (flue dust) से भी यह प्राप्त किया जा सकता है । रज को सोडियम कार्बोनेट और सीडियम परोक्साइड के साथ गला कर पानी में धोलते हैं । फिर उबलते विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड डालते हैं । सेलीनियम तो $\text{H}_2 \text{SeO}_3$ के रूप में विलयन में रहता है, पर टेल्यूरियम ऑक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है—



एसिड धीरे धीरे छोड़ना चाहिये, नहीं तो भाग बहुत उठता है । यदि एसिड बहुत छोड़ दिया जायगा तो टेल्यूरियम ऑक्साइड फिर घुल जायगा ।

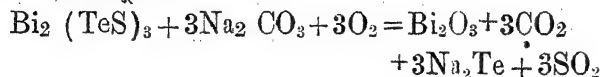
टेल्यूरियम ऑक्साइड को शुष्क करके कोयले के साथ गरम करें तो टेल्यूरियम तत्त्व प्राप्त होगा—



अथवा, टेल्यूरियम ऑक्साइड को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल कर फिर इसे थोड़ा सा हलका करते हैं, और फिर विलयन में गन्धक द्विऑक्साइड गैस प्रवाहित करते हैं । ऐसा करने पर इसका अपचयन हो जाता है, और टेल्यूरियम तत्त्व का अवक्षेप आता है—



(२) टेट्राडाइमाइट या $\text{Bi}_2(\text{TeS})_3$ को सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर सोडियम टेल्यूराइड बनता है—



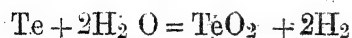
टेल्यूराइड को पानी में घोल लेते हैं, और विलयन में हवा प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर धूसर रंग की टेल्यूरियम धातु अवक्षिप्त हो जाती है—



टेल्यूरियम के गुण—टेल्यूरियम के अनेक रूपान्तरों की चर्चा साहित्य में मिलती है, पर इनका अस्तित्व संदिग्ध है। टेल्यूरस ऐसिड को गन्धक द्विऑक्साइड, हाइड्रोजीन हाइड्रेट, या इसी प्रकार के किसी अपचायक रस से अपचित करने जो टेल्यूरियम मिलता है, उसे बहुधा अमणिभ रूपान्तर समझा जाता है, पर संभवतः यह केवल रवेदार रूपान्तर का ही महीन चूर्ण है। अच्छी तरह पिसे चूर्ण का घनत्व ६.०१५ है। गरम करने पर यह रवेदार हो जाता है, और ताप निकलता है। यह मणिभ टेल्यूरियम चाँदी के समान, रवेत होता है। इसमें धातुओं की स्पष्ट आभा होती है, पर यह भंजनशील होता है। ताप और बिजली का भी बुरा चालक है।

टेल्यूरियम का घनत्व ६.२३ से ६.३१ तक होता है। अमणिभ टेल्यूरियम का घनत्व ५.८५ है। यह ४५३° पर पिघलता है और १४००° के निकट उबलता है। टेल्यूरियम का अणुभार Te_2 के अनुसार है। टेल्यूरियम के रॉम्बोफलकीय रवे पानी, और कार्बन दिसलफाइड में अविलेय हैं, पर नाइट्रिक एसिड, सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और अम्लराज में यह विलेय है। हाइड्रोक्लोरिक एसिड में नहीं घुलता, पर गरम कास्टिक सोडा में यह विलेय है। जार में घुलने पर टेल्यूराइड और टेल्यूरैइट बनते हैं।

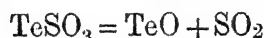
टेल्यूरियम हवा में गरम करने पर नीली या हरी ज्वाला से जलता है और टेल्यूरियम ऑक्साइड, TeO_2 , बनता है। तुरंत का बना अवक्षिप्त टेल्यूरियम पानी के साथ ५०° पर निम्न प्रतिक्रिया देता है—



मणिभीय टेल्यूरियम के साथ यही प्रतिक्रिया १००° पर होती है।

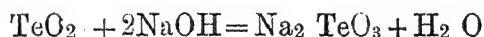
ऑक्साइड—टेल्यूरियम के तीन ऑक्साइड TeO , TeO_2 और TeO_3 होते हैं। इसमें पहला तो भास्मिक है और शेष दो आम्ल हैं।

टेल्यूरियम सल्फाईड को शून्य में 230° पर गरम करने से टेल्यूरियम एकॉक्साइड, TeO , बनता है—

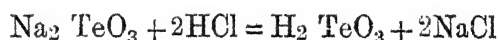


यह अमणिभ और भूरे रंग का है।

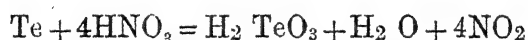
टेल्यूरियम हवा में जलने पर द्विऑक्साइड, TeO_2 , देता है, जो श्वेत और मणिभीय होता है। यह पानी में थोड़ा सा विलेय है, और चारों के साथ आसानी से गलाया जा सकता है, और टेल्यूराइट (tellurite) बनते हैं।



टेल्यूराइट के विलयन में अम्ल डालने पर टेल्यूरस ऐसिड, $\text{H}_2 \text{TeO}_3$, बनता है—

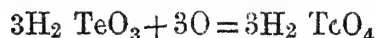


टेल्यूरियम और नाइट्रिक ऐसिड के योग से भी टेल्यूरस ऐसिड बनता है—



प्रतिक्रिया में पहले तो टेल्यूरस नाइट्रेट बनता है जो उद्विच्छेदित होकर फूला फूला बहुत सा अवक्षेप टेल्यूरस ऐसिड का देता है।

टेल्यूरस ऐसिड क्रोमिक ऐसिड के समान उपचायक रसों के योग से टेल्यूरिक ऐसिड, $\text{H}_2 \text{TeO}_4$, देता है—

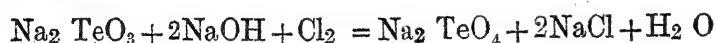


टेल्यूरिक ऐसिड वस्तुतः $\text{H}_2 \text{TeO}_4 \cdot 2\text{H}_2 \text{O}$ अथवा H_6TeO_6 अर्थात् $\text{Te} (\text{OH})_6$ है। यह इस रूप में सेलेनिक ऐसिड या सल्फ्यूरिक ऐसिड से भिन्न है। यह बहुत क्षीण शक्ति का अम्ल है। नार्मल विलयन में इसका आयनीकरण स्थिरांक 1.6×10^{-4} है। टेल्यूरिक ऐसिड गन्धक द्विऑक्साइड, हाइड्रोजन सल्फाइड, हाइड्रोजन हाइड्रेट आदि अपचायक रसों द्वारा अपचित हो जाता है।

टेल्यूरिक एसिड को सावधानी के साथ रक्ततप्त करें तो टेल्यूरियम त्रिऑक्साइड, TeO_3 , बनता है। यह नारंगी रंग का मणिभीय पदार्थ है। पानी में बहुत कम घुलता है। इसे गरम करने पर द्विऑक्साइड और ऑक्सीजन बनता है।

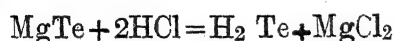
टेल्यूरिक एसिड के लवणों को टेल्यूरेंट कहते हैं। ये टेल्यूरियम या इसके द्विऑक्साइड को सोडियम कार्बोनेट-सोडियम नाइट्रेट मिश्रण के साथ गला कर बनाये जाते हैं।

$\text{Te}_2 + \text{K}_2 \text{CO}_3 + 2\text{KNO}_3 = 2\text{K}_2 \text{TeO}_4 + \text{N}_2 + \text{CO}$
टेल्यूराइट के क्षारीय विलयन में क्लोरीन प्रवाहित करके भी ये बनाये जा सकते हैं।



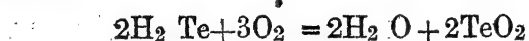
द्वार धातुओं के अधिकांश टेल्यूरेंट विलेय हैं और अन्य धातुओं के अविलेय।

हाइड्रोजन टेल्यूराइड, $\text{H}_2 \text{Te}$ —टेल्यूरियम और हाइड्रोजन के सीधे योग से बनता है। मैग्नीशियम टेल्यूराइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से भी बनता है—

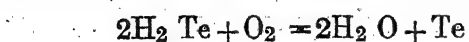


सलफ्यूरिक एसिड का विद्युत् विच्छेदन टेल्यूरियम कैथोड के उपयोग के साथ किया जाय, तो भी हाइड्रोजन टेल्यूराइड बनेगा।

हाइड्रोजन टेल्यूराइड अत्यन्त दुर्गन्ध मय गैस है। परंतु शरीर के स्नायुओं पर इसका उतना बुरा प्रभाव नहीं पड़ता जितना कि हाइड्रोजन सेलेनाइड का। यह गैस धूप में विभक्त हो जाती है। यह जलने पर नीली ज्वाला देती है—

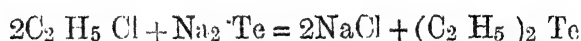


यह गैस पानी में विलेय है, पर इसका विलयन हवा का शोषण करके विभक्त हो जाता है, और धातु अवक्षिप्त हो जाती है—

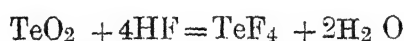


टेल्यूरियम और अन्य धातुओं को साथ गला कर टेल्यूराइड (tellu-

ride) बनते हैं। पिघले ऐल्यूमीनियम और टेल्यूरियम के योग से ऐल्यूमीनियम टेल्यूराइड, $Al_2 Te_3$, बनता है। टेल्यूरियम और पोटैसियम सायनाइड, को साथ साथ गला कर पोटैसियम टेल्यूराइड, $K_2 Te$, बनाते हैं। एथिल क्लोराइड और सोडियम टेल्यूराइड के योग से द्विएथिल टेल्यूराइड, $(C_2 H_5)_2 Te$, बनाते हैं जो ईथर और थायोईथर, $(C_2 H_5)_2 S$, के समान हैं—

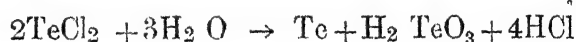


टेल्यूरियम फ्लोराइड, TeF_4 —यह टेल्यूरियम और फ्लोरीन अथवा टेल्यूरियम द्विऑक्साइड और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के योग से बनता है—

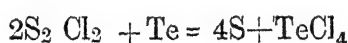


—७८° पर फ्लोरीन और टेल्यूरियम के योग से एक षट्फ्लोराइड, TeF_6 , भी बनता है।

टेल्यूरियम क्लोराइड, $TeCl_2$ और $TeCl_4$ —क्लोरीन और टेल्यूरियम के योग से दोनों ही क्लोराइड बनते हैं। द्विक्लोराइड का कथनांक ३२७° और चतुःक्लोराइड का ३८०° है। इस प्रकार आंशिक स्रवण द्वारा दोनों अलग किये जा सकते हैं। द्विक्लोराइड पानी के योग से निम्न प्रकार विभक्त होता है—



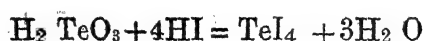
गन्धक एक-क्लोराइड, $S_2 Cl_2$, और टेल्यूरियम के योग से भी चतुःक्लोराइड बनता है—



चतुःक्लोराइड परम जलग्राही पदार्थ है, और ठंडे पानी द्वारा विभक्त हो जाता है। टेल्यूरियम का ऑक्सिक्लोराइड नहीं पाया जाता।

टेल्यूरियम ब्रोमाइड, $TeBr_2$ और $TeBr_4$ —टेल्यूरियम और ब्रोमीन के योग से दोनों बनते हैं।

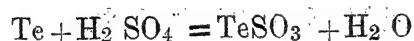
टेल्यूरियम आयोडाइड, TeI_4 —टेल्यूरियम आयोडीन से सीधे संयुक्त नहीं होता पर टेल्यूरस एसिड हाइड्रोआयोडिक एसिड के योग से चतुःआयोडाइड बनाता है—



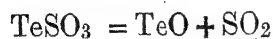
टेल्यूरियम सल्फोक्साइड, TeSO_3 —टेल्यूरियम और गन्धक त्रिऑक्साइड के योग से यह बनता है—



टेल्यूरियम को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ हल्का गरम करने पर भी यह बनता है—



यह लाल अमणिम पदार्थ है। 230° तक गरम करने पर यह विभक्त हो जाता है—



अन्य यौगिक—टारटरिक एसिड और सायट्रिक एसिड में टेल्यूरियम ऑक्साइड घुलता है और एसिड लवण बनते हैं जैसे $\text{Te}(\text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6)_4$ और $\text{Te}(\text{HC}_4\text{H}_9\text{O}_7)_2$.

प्रश्न

१. प्रकृति में गन्धक किन रूपों में पाया जाता है ? इन रूपों में से कौन से वस्तुतः असली बहुल रूप (allotropes) हैं ?
२. बहुलरूपता या विविधरूपता किसे कहते हैं ? गन्धक के उदाहरण से इसे समझाओ। (लखनऊ, १९३४)
३. गन्धक प्राप्त करने की फ्रैश विधि विस्तार से दो।
४. गन्धक के फ्लोराइड और विभिन्न क्लोराइड कैसे बनते हैं ? इनके गुणों का उल्लेख करो।
५. सल्फ्यूरस एसिड की रचना किस प्रकार की है ? इसकी विवेचना करो।
६. सल्फ्यूरिक एसिड व्यवसाय में सीस-वैशम प्रतिक्रियाओं की विवेचना करो।
७. सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा होने वाली उपचायक प्रतिक्रियाओं के कुछ उदाहरण दो।

८. पोटैसियम परसल्फेट और परसल्फ्यूरिक ऐसिड कैसे बनाते हैं ?
परक्लोरिक ऐसिड और परसल्फ्यूरिक ऐसिड की तुलना करो।

(आगरा, १९३७)

९. पोटैसियम परसल्फेट कैसे बनते हैं ? इसके गुणों की तुलना पोटैसियम परक्लोरेट के गुणों से करो। (आगरा, १९३१)

१०. पर-एकसल्फ्यूरिक ऐसिड और पर-द्विसल्फ्यूरिक ऐसिड कैसे बनाये जाते हैं ? दोनों के गुणों में क्या अन्तर है ? इनके संगठन पर प्रकाश डालो।

११. सोडियम थायोसल्फेट कैसे बनते हैं ? इसका सूत्र तुम क्या समझते हो और क्यों ? इसका उपयोग आयतनात्मक विश्लेषण में क्या है ? कला और व्यापार में इसका क्या उपयोग है ? (काशी, १९४०)

१२. सोडियम थायोसल्फेट के बनाने की विधि और इसके गुण बताओ। क्या होता है, जब (१) हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड की, अथवा (२) आयोडीन विलयन की, अथवा (३) रजत क्लोराइड की इसके साथ प्रतिक्रिया होती है ? (आगरा, १९३२)

१३. सेलीनियम धातु कैसे तैयार की जाती है, और इसके क्या उपयोग हैं ?

१४. सेलीनियम और टेल्यूरियम किन बातों में गन्ध के समान हैं ? सबके हाइड्राइडों की तुलना करो।

१५. सेलीनियम के हेलाइडों का वर्णन दो। सेलेनिक ऐसिड कैसे बनाते हैं ?

अध्याय २१

षष्ठ-समूह के तत्त्व (३)

क्रोमिक, मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम

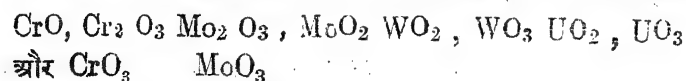
षष्ठ समूह के धातु तत्त्व, क्रोमियम, मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम अपनी उपयोगिता की दृष्टि से सब से बड़े महत्व के हैं। इन तत्त्वों के भौतिक गुण, और उनके परमाणुओं के ऋणाणु-उपक्रम पिछले अध्याय में दिये जा चुके हैं। ये चारों तत्त्व भौतिक और रासायनिक गुणों में बहुत समान हैं। ये समानतायें इस प्रकार हैं।

(१) जैसे जैसे परमाणुभार बढ़ता है, इस श्रेणी में घनत्व भी बढ़ता जाता है, यद्यपि टंगस्टन का घनत्व (19.3) यूरेनियम के घनत्व (19.0) से कुछ अधिक है।

(२) ये सब कठोर दृढ़ धातुयें हैं। इनके द्रवणांक बहुत ऊँचे हैं—टंगस्टन तो 3410° पर गलता है, और कथनांक भी ऊँचे हैं। क्रोमियम का द्रवणांक (1875°) सबसे कम है।

(३) ये सब धातुयें अन्य धातुओं के साथ, विशेषतया इस्पात (स्टील) के साथ, मिल कर अच्छी मिश्र-धातुयें बनाती हैं, जैसे क्रोम-इस्पात, क्रोमनिकेल, मॉलिबडीनम-इस्पात, स्टेलाइट (इस्पात और मॉलिबडीनम), क्रोम-टंगस्टन, टंगस्टन इस्पात, आदि। इनमें से टंगस्टन और मॉलिबडीनम के तारों का उपयोग बिजली के लैम्पों में और बिजली के अन्य कामों में होता है क्योंकि इनके द्रवणांक अधिक ऊँचे हैं।

(४) इन चारों के ऑक्साइड विभिन्न संयोज्यताओं के पाये गये हैं जैसे—



इन तीनों प्रकार के ऑक्साइडों में $\text{CrO}_3, \text{MoO}_3, \text{WO}_3, \text{UO}_3$ ये संयोज्यता वाले विशेष उल्लेखनीय हैं योकि ये क्रोमिक एसिड, मॉलिब्डिक एसिड; टंगस्टिक एसिड और यूरेनिक एसिड के अनुद (anhydride) हैं।

(४) क्रोमिक एसिड आदि एसिडों में उपचायक गुण हैं, पर तत्त्व की परमाणु संख्या ज्यों ज्यों बढ़ती जाती है, ये उपचायक गुण कम होते जाते हैं। मॉलिब्डिक एसिड की उपचायकता बहुत कम, और टंगस्टिक एसिड की उससे भी कम और यूरेनिक एसिड में तो लगभग बिल्कुल नहीं है। इन एसिडों के लवण क्रोमेट, मॉलिब्डेट, टंगस्टेट और यूरेनेट कहलाते हैं। उपचायकता— $H_2CrO_4 > H_2MoO_4 > H_2WO_4 > H_2UO_4$

(५) ये चारों तत्त्व अपने ऑक्सिक्लोराइडों के लिये भी प्रसिद्ध हैं—

CrO_2Cl_2	MoO_2Cl_2	WO_2Cl	UO_2Cl
क्रोमिल	मॉलिब्डेनिल	टंगस्टनिल	यूरेनिल

(६) क्रोमियम के लवण क्रोमस और क्रोमिक श्रेणियों के हैं। इनमें से क्रोमिक अधिक स्थायी हैं। मॉलिबडीनम के क्लोराइड, सल्फेट, हाइड्रोक्साइड आदि पाये जाते हैं जिनकी संयोज्यता अधिकतर २ या ३ है। टंगस्टन के क्लोराइड २ से ६ तक सभी संयोज्यता के पाये जाते हैं, पर हैलाइडों को छोड़ कर अन्य लवण उल्लेखनीय नहीं हैं। इसके सल्फाइड, फॉस्फाइड और कार्बाइड अवश्य मिलते हैं। यूरेनियम के अधिकतर यूरेनिल लवण (UO_2 यः) प्रसिद्ध हैं, जिनमें यूरेनिल मूल UO_2^{++} है।

नीचे की सारणी में इन तत्त्वों के हैलाइडों का उल्लेख किया गया है—

तत्त्व	फ्लोराइड	क्लोराइड	ब्रोमाइड	आयोडाइड
क्रोमियम	CrF, CrF_3	$CrCl_2, CrCl_3$	$CrBr_2, CrBr_3$	CrI_3, CrI_4
मॉलिबडीनम	MoF_6	$MoCl_3, MoCl_4, MoCl_5$	$MoBr_2, MoBr_3, MoBr_4$	MoI_2, MoI
टंगस्टन	WF_6	$WCl_2, WCl_3, WCl_4, WCl_5$	$WBr_2, WBr_3, WBr_4, WBr_5, WBr_6$	WI_2, WI_4
यूरेनियम	UF_4, UF_6	UCl_3, UCl_4, UCl_5	UBr_4	UI_4

(७) क्रोमियम लवणों, क्रोमेटों आदि की समता मैंगनीज़-लवणों या मैंगनेटों आदि से है जो आगे के समूह का तत्त्व है। इसी प्रकार की समता मॉलिबडीनम और मैसूरियम, अथवा टंगस्टन और रेनियम में होनी चाहिये। पर मैसूरियम और रेनियम दुष्प्राप्य तत्त्व हैं और उनका अध्ययन विस्तार से नहीं किया जा सकता।

क्रोमियम, मैंगनीज़ और लोहे के लवणों में भी समानता है—तीनों धातुओं के द्रवणांक और स्वयन्तांक बहुत ऊँचे हैं। तीनों के लवण-अस और-इक श्रेणियों के होते हैं। तीनों के लवण रंगदार होते हैं। क्रोमिक लवण क्रोमस की अपेक्षा अधिक स्थायी हैं, फेरिक और फेरस लवण दोनों स्थायी हैं पर फेरिक अधिक स्थायी हैं, परन्तु मैंगनस लवण मैंगनिक लवणों की अपेक्षा अधिक स्थायी है। मैंगनीज़, लोहे और क्रोमियम के लवण द्विगुण लवण भी बनाते हैं (फिटकरियाँ भी)। क्रोमियम और मैंगनीज़ तो अनुचुम्बकीय हैं, और लोहा अयस्चुम्बकीय (ferromagnetic) हैं। इन तीनों के लवण अनुचुम्बकीय हैं।

यद्यपि क्रोमेट, दिक्रोमेट, मैंगनेट, परमैंगनेट, आदि उपचायक लवण क्रोमियम और मैंगनीज़ के बनते हैं, तथापि लोहे के फेराइट और फेरिट इतने स्थायी और उपयोगी नहीं हैं।

सान्द्र नाइट्रिक एसिड के संपर्क से लोहा और क्रोमियम दोनों निष्चेष्ट (passive) हो जाते हैं।

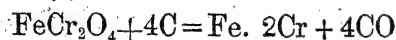
क्रोमियम, Cr

[Chromium]

भारतवर्ष में बिलोचिस्तान, मैसूर और सिंहभूमि (बिहार-उड़ीसा) खलेम (मद्रास) और अंडमन में क्रोमाइट (chromite) अयस्क पाये जाते हैं। मैसूर के अयस्क में ३५-४० प्रतिशत तक क्रोमियम ऑक्साइड, Fe_2O_3 , होता है।

क्रोमियम का मुख्य अयस्क क्रोमाइट (chromite), $FeCr_2O_4$, (अथवा $FeO \cdot Cr_2O_3$) है। एक सीस क्रोमेट क्रोकोइसाइट (crocoisite) $PbCrO_4$, भी पाया जाता है। क्रोमिटाइट, (chromitite), $(Fe, Al)_2O_3 \cdot 2Cr_2O_3$ में लोहे और क्रोमियम के अतिरिक्त ऐल्यूमीनियम भी है।

धातुकर्म—यदि क्रोमाइट अयस्क को कार्बन, चूना और फ्लोरस्पर के साथ बिजली की भट्टी में तपाया जाय तो लोहे और क्रोमियम का मिश्र-धातु तैयार होता है—



पर यदि शुद्ध क्रोमियम प्राप्त करना हो, तो क्रोमाइट अयस्क से शुद्ध क्रोमियम ऑक्साइड (जिसमें ज़रा सा भी लोहे का ऑक्साइड न हो) प्राप्त करना चाहिये।

समुच्चय के आधार पर। पर इस ग्रंथ से पूर्व भी अनेक ग्रंथ थे, जिनमें लगभग इसी प्रकार के अनुभव दिए गए हैं। इस सम्बन्ध में नागार्जुन का 'रसरत्नाकर' नामक ग्रंथ भी बड़े महत्त्व का है। यह महायान सम्प्रदाय का एक तंत्रग्रंथ है। इस ग्रंथ में शालिवाहन, नागार्जुन, रत्नघोष और मांडव्य के बीच का संवाद दिया है और संवाद द्वारा रासायनिक विषय स्पष्ट किए गए हैं। महाराज नेपाल के पुस्तकालय में छठी शताब्दी की नकल की हुई एक तंत्र पुस्तक 'कुब्जिकामत' है। यह भी उस सम्प्रदाय का एक तंत्र-ग्रंथ है जो महायान का समकालीन है।

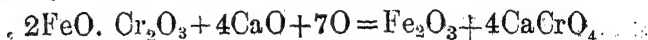
तंत्र-मंत्र के काल में रसायन-विद्या का विशेष प्रचार हुआ। इस विद्या में निपुण व्यक्तियों को मंत्रवज्राचार्य्य कहा जाता है। यह युग प्रसंग और धर्मकीर्ति के समय के मध्य में चला। छठी शताब्दी से १२वीं शताब्दी तक तंत्र-सिद्धान्तों का विशेष प्रचार रहा। उदण्डपुर और विक्रमशिला के मठों के विध्वंस के बाद बौद्धों का इस देश में पतन हुआ, बौद्ध छिन्न-भिन्न हो गए। उनके तंत्र-ग्रंथ कालान्तर में हिन्दू-तंत्र-ग्रंथों में समाविष्ट भी कर लिए गए। मौलिक बौद्ध ग्रंथों के संवाद तारा, प्रज्ञापारमिता और बुद्ध के बीच में थे; और बाद के ग्रंथों में ये ही संवाद शिव और पार्वती के मुख से कहलाए जाने लगे।

माधव का रसार्णव पारद के सम्बन्ध में एक मुख्य ग्रंथ है। यह ग्रंथ १२वीं शताब्दी का है। माधव का एक ग्रंथ "रस-हृदय" भी है। रसरत्न-समुच्चय, जिसके उद्धरण हमने ऊपर दिए हैं, १३वीं या १४वीं शताब्दी की रचना है। इस पुस्तक में सोमदेव नामक ग्रंथकार का उल्लेख आता है। इसकी एक पुस्तक रसेन्द्रचूड़ामणि भी है। यह ग्रंथ रसरत्नसमुच्चय से बहुत मिलता-जुलता है। यह रचना १२-१३वीं शताब्दी की है। इस ग्रंथ में यह उल्लेख है कि नन्दिन नामक कलाकार ने ऊर्ध्वपातन यंत्र (sublimation apparatus) और कोष्ठिकायंत्र (चित्र १) का निर्माण किया।

रसरत्नसमुच्चय ग्रंथ में २७ रसायनज्ञों का उल्लेख आता है।

आगम, चन्द्रसेन, लंकेश, विशारद, कपाली, मत्त, मांडव्य, भास्कर, शूरसेनक, रत्नकोप, शंभु, सात्विक, नरवाहन, इन्द्रद, गोमुख, कम्बलि, व्याडि, नागार्जुन, सुरानन्द, नागवोधि, यशोधन, खंड, कापालिक, ब्रह्मा,

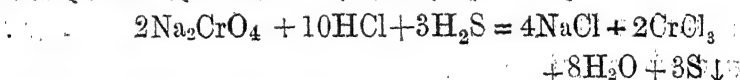
इस काम के लिये क्रोमाइट अयस्क को चूने और चार के साथ वायु-मंडल के ऑक्सीजन की विद्यमानता में गलाते हैं। ऐसा करने से कैल्सियम क्रोमेट बनता है—



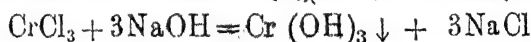
कैल्सियम क्रोमेट को सोडियम कार्बोनेट के संसर्ग में लाने पर यह सोडियम क्रोमेट में परिणत हो जाता है, और कैल्सियम कार्बोनेट का अवक्षेप आ जाता है—



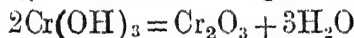
सोडियम क्रोमेट के आम्ल विलयन में अब हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करते हैं जिससे यह क्रोमियम लवण में परिणत हो जाता है—



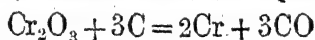
छान कर गन्धक का अवक्षेप अलग कर देते हैं। विलयन में यदि अब चार का विलयन डाला जाय तो क्रोमियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आवेगा—



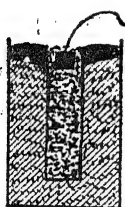
क्रोमियम हाइड्रॉक्साइड को तापाने पर शुद्ध क्रोमियम ऑक्साइड रह जायगा—



इस प्रकार क्रोमाइट अयस्क से शुद्ध क्रोमियम ऑक्साइड मिल गया। इससे क्रोमियम धातु बनाने की दो विधियाँ हैं—(१) डेविल (Deville) विधि—इसमें ऑक्साइड को चूने की मूषा में शंकर के कोयले के साथ गरम करते हैं। अपचयन निम्न प्रकार होता है—

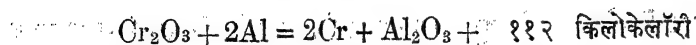


(२) गोल्डस्मिट (Goldschmidt) की तापन विधि (Thermite)।



इसे ऐल्यूमिनो-थर्मिक विधि भी कहते हैं। इसमें क्रोमियम ऑक्साइड और ऐल्यूमीनियम धातु के चूर्ण का मिश्रण लेते हैं। आग्नेय मिट्टी की बड़ी मूषा में इस मिश्रण को रखते हैं और चारों ओर से बालू रक्खी जाती है। मेगनीशियम चूर्ण और बेरियम पराक्साइड के बने हुये कारतूस द्वारा मिश्रण में आग लगाई जाती है। प्रतिक्रिया में इतनी

(चित्र १२४—तापन विधि) गरमी पैदा होती है कि, ऐल्यूमिना और क्रोमियम धातु दोनों गल जाते हैं। निचली तह क्रोमियम धातु की होती है—

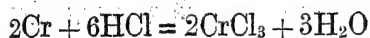


क्रोमियम प्लेटिंग में विद्युत्-विच्छेदन विधि से भी क्रोमियम धातु बनायी जाती है। इसमें विलयन २५० ग्राम प्रति लीटर क्रोमियम त्रिऑक्साइड और ३-५ ग्राम प्रति लीटर क्रोमियम सल्फेट का लेते हैं। विलयन तापक्रम ४०° रक्खा जाता है। एनोड लेड (सीसे) का होता है, और कैथोड उस धातु का जिस पर क्रोमियम चढ़ाना हो। विद्युत्-धारा प्रतिवर्ग डेसीमीटर कैथोड के हिसाब से ११ एम्पीयर घनत्व की लेते हैं।

अति शुद्ध क्रोमियम क्रोमिक क्लोराइड विलयन के विद्युत्-विच्छेदन से मिलता है। कैथोड पारे का लेते हैं। जो क्रोमियम संरस बनता है उसे यदि शून्य में खवित करें तो शुद्ध क्रोमियम रह जाता है।

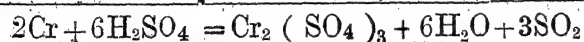
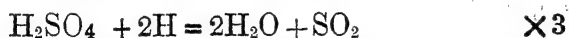
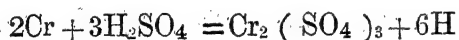
धातु के गुण—इसके भौतिक गुणों का उल्लेख पहले किया जा चुका है। यह नील श्वेत धातु है। शुद्ध क्रोमियम काँच से भी अधिक कठोर है। यदि क्रोमियम में कार्बन मिला हो तो कठोरता हीरे की कठोरता के कुछ निकट पहुँच जाती है। वायु में गरम करने पर इसकी ऊपर तह में ही थोड़ा सा उपचयन होता है।

क्रोमियम पर हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड का धीरे धीरे प्रभाव पड़ता है—



हलके नाइट्रिक एसिड में क्रोमियम घुल जाता है।

सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से क्रोमियम सल्फेट और गन्धक द्विऑक्साइड बनता है—



सान्द्र नाइट्रिक एसिड के प्रभाव से धातु निश्चेष्ट (passive) हो जाती है। संभवतः इसके पृष्ठ पर अदृष्ट ऑक्साइड की हलकी सी तह जम जाती है।

इस प्रकार निश्चेष्ट बने क्रोमियम को हलके नाइट्रिक एसिड में रक्खा जाय तो यह नहीं घुलता। क्रोमियम को क्रोमिक एसिड में थोड़ी देर रक्खा जाय, तो भी यह निश्चेष्ट हो जाता है।

इस निश्चेष्टता को दूर करने की विधि यह है कि हलके सततपूरक ऐसिड के विलयन में निश्चेष्ट क्रोमियम को रक्खो और जस्ता (जिंक) से इसे विलयन के भीतर लुआओ । गैलवैनिक प्रतिक्रिया द्वारा निश्चेष्टता दूर हो जायगी (नवजात हाइड्रोजन ऑक्सिड की अदृष्ट तह को अपचित कर देगा) ।

फेरोक्रोम (Ferrochrome)—इसके बनाने की विधि पहले दी जा चुकी है अर्थात् क्रोमाइट अयस्क को चूने और कोयले के साथ गरम करके यह बनाया जाता है । यह लोहे और क्रोमियम का मिश्रधातु है । इसमें ७०-८० प्रतिशत तक क्रोमियम होता है ।

यदि क्रोम-स्टील बनाना हो तो गले हुये इस्पात में फेरोक्रोम की उचित मात्रा डालनी चाहिये । यदि इसमें २-४ प्रतिशत कार्बन भी हो तो बहुत ही कठोर इस्पात मिलेगा जिसका उपयोग इंजीनियरिंग के काम में होता है । निष्कलंक इस्पात में (stainless steel), जिस पर ऐसिड का असर नहीं होता, ८४ प्रतिशत लोहा, १३ प्रतिशत क्रोमियम और १ प्रतिशत निकेल होता है । इस पर जंग भी नहीं लगता ।

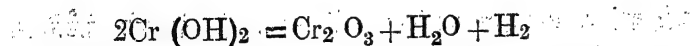
क्रोम-निकेल मिश्रधातु के द्रवणांक बहुत ऊँचे होते हैं, और इनका उपचयन भी नहीं होता, अतः इनके तारों का उपयोग बिजली की भट्टियों के बनाने में होता है ।

क्रोमियम संरस (एमलगम) को गरम करने पर ज्वलनशील क्रोमियम (आतिशबाजी के योग्य) प्राप्त होता है । यह गरम करने पर नाइट्रोजन से संयुक्त हो जाता है और क्रोमियम नाइट्राइड, CrN , बनता है ।

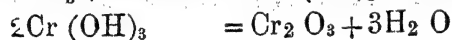
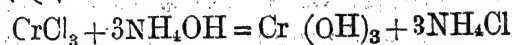
क्रोमियम के ऑक्साइड—क्रोमियम के चार ऑक्साइड मिलते हैं (१) क्रोमस ऑक्साइड, CrO , (२) क्रोमियम सेस्क्वि ऑक्साइड, Cr_2O_3 , (३) क्रोमियम ट्राईऑक्साइड, CrO_3 ; और (४) क्रोमिक एनहाइड्राइड (अनुद), CrO_3

क्रोमस ऑक्साइड, CrO —क्रोमियम संरस पर हलके नाइट्रिक ऐसिड के उपचायक प्रभाव द्वारा यह बनाया जाता है । क्रोमियम संरस को हवा में खुला रख छोड़ने पर भी यह बनता है । यह काला चूर्ण है ।

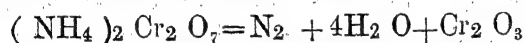
यह उल्लेखनीय बात है कि क्रोमस लवणों और क्षार के योग जो क्रोमस हाइड्रोक्साइड, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, बनता है, उसे गरम करके क्रोमस ऑक्साइड नहीं बना सकते । यह गरम करने पर क्रोमिक ऑक्साइड, Cr_2O_3 , हाइड्रोजन और पानी देता है—



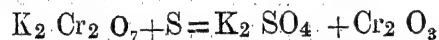
क्रोमिक ऑक्साइड या क्रोमियम एकार्थ (सेस्क्रि) ऑक्साइड, Cr_2O_3 —क्रोमिक लवणों और अमोनियम हाइड्रॉक्साइड या अन्य क्षारीय विलयनों के योग से क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, का हरा, या पीत-नीला अवक्षेप आता है। इसे तपाने पर क्रोमिक ऑक्साइड रह जाता है जो परम-स्थायी पदार्थ है।



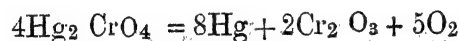
अमोनियम ट्रिक्रोमेट के मणिभों को गरम करने पर भी क्रोमिक ऑक्साइड मिलता है, नाइट्रोजन और पानी निकल जाते हैं—



पोटैशियम ट्रिक्रोमेट को गन्धक या किसी अपचायक पदार्थ के साथ गरम किया जाय तो भी क्रोमिक ऑक्साइड मिलेगा—



मरक्यूरस क्रोमेट को धीरे धीरे गरम करने पर सुन्दर हरा ऑक्साइड मिलता है—



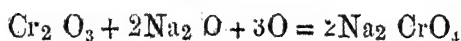
क्रोमिक ऑक्साइड दो प्रकार का होता है। क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड या अमोनियम ट्रिक्रोमेट को धीरे धीरे गरम करने से जो ऑक्साइड मिलता है वह अमणिभ, और अम्लों में अविलेय है, पर यह प्रबल उत्प्रेरक है (जैसे अमोनिया के उपचयन में)।

यदि अमणिभ ऑक्साइड को जारों से अकेले गरम किया जाय अथवा कैल्शियम कार्बोनेट और बोरन त्रिऑक्साइड के साथ गलाया जाय तो जो ऑक्साइड मिलता है वह मणिभ, अम्लों में अविलेय और निष्क्रिय है। पोटैशियम ट्रिक्रोमेट और सामान्य नमक को मिला कर तपाने पर भी मणिभ ऑक्साइड मिलता है।

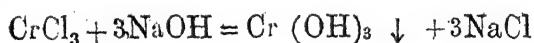
क्रोमिक ऑक्साइड का द्रवणांक 1860° है। इस कारण भट्टियों में इसका अस्तर बहुधा किया जाता है। आग का इस पर असर नहीं होता। रंगीन काँच और पोर्सलेन के व्यवसाय में भी इसका उपयोग है। तेल के साथ मिला कर पेंट में भी काम आता है।

यदि क्रोमिक ऑक्साइड को विलयन में लाना हो तो इसे पोटैशियम हाइड्रोजन सल्फेट के साथ गलाना चाहिये।

सोडियम, कार्बोनेट और सोडियम नाइट्रेट के मिश्रण के साथ गलाने पर यह सोडियम क्रोमेट देता है।



क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ —क्रोमिक लवण को कार्बेटिक सोडा या अमोनिया के साथ अवक्षिप्त करने पर क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड बनता है—



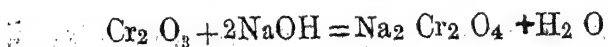
हरे क्रोमिक लवण तो हरा हाइड्रॉक्साइड देते हैं, पर बैजनी क्रोमिक लवण धूसर-नील रंग का हाइड्रॉक्साइड देते हैं। यह अवक्षेप जल-युक्त होता है, और जल के अणुओं की संख्या अनिश्चित है।

यदि बैजनी क्रोमिक लवण को अमोनिया विलयन के साथ ठंडे तापक्रम पर अवक्षिप्त किया जाय तो पीत-नील रंग का अवक्षेप मिलता है। इसे सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर सुखावें तो $\text{Cr}(\text{OH})_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ पदार्थ मिलता है।

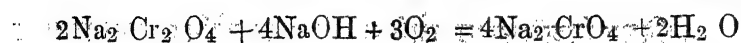
इस पदार्थ को हाइड्रोजन के प्रवाह में 200° पर गरम करें तो $\text{CrO}(\text{OH})$ मिलेगा, और रक्तवर्ण करने पर यह दमकता हुआ अविलेय Cr_2O_3 देगा।

क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड का ताज़ा नीला अवक्षेप कार्बेटिक क्षारों में घुल कर हरा सा विलयन देता है जो ऋणात्मक श्लैष या कोलायडीय विलयन है। यह पार्चमेंट पत्र के आर पार नहीं निकल पाता। कुछ लोग भूल से इसे विलेय क्रोमाइट, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$ या $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ समझते हैं।

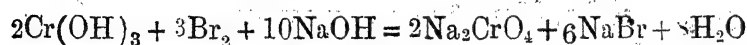
क्रोमियम ऑक्साइड को कार्बेटिक सोडा के साथ गलाया जाय तब भी संभवतः क्रोमाइट $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$, बनता है—



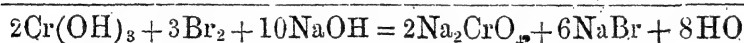
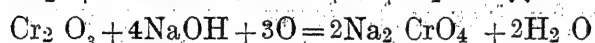
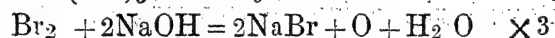
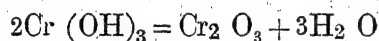
प्रकृति में जो क्रोमाइट मिलता है वह फेरस क्रोमाइट, FeCr_2O_4 , है। क्रोमाइट को क्षार और सोडियम नाइट्रेट या क्लोरेट के साथ गरम करें तो सोडियम क्रोमेट बनता है—



क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप को कॉस्टिक सोडा और ब्रोमीन जल के साथ उबाला जाय, तब भी यही प्रतिक्रिया होती है—

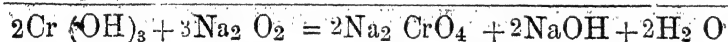
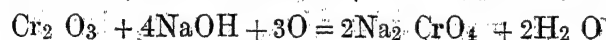
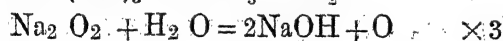
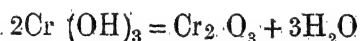


इसे इस प्रकार समझ सकते हैं—

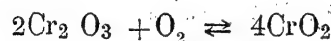


इस प्रतिक्रिया का उपयोग क्रोमियम के परीक्षण में किया जाता है।

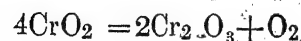
सोडियम परॉक्साइड और क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड से भी यही प्रतिक्रिया की जा सकती है—



क्रोमियम ट्राइऑक्साइड, CrO_2 (या Cr_3O_8)— इसे क्रोमिक क्रोमेट Cr_2O_3 , CrO_3 भी समझना चाहिये। ऐसे कार्बनिक यौगिक बनाये गये हैं जिनमें क्रोमियम की संयोज्यता ४ है, अतः यह संभव है कि यह CrO_2 ही हो। क्रोमियम सेस्क्विऑक्साइड को हवा में गरम करने पर यह बनता है—

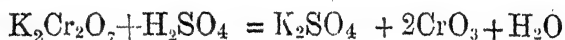


क्रोमिक ऐसिड और क्रोमियम हाइड्रॉक्साइड के योग से भी यह बनता है। यह काला चूर्ण है। रक्तताप पर विभक्त होकर यह ऑक्सीजन और क्रोमिक ऑक्साइड देता है—



क्षारों के प्रभाव से यह क्रोमिक ऑक्साइड और क्रोमेट में आसानी से परिणत हो जाता है।

क्रोमियम त्रिऑक्साइड, क्रोमिक एसिड या क्रोमिक एनहाइडाइड (अनुद), CrO_3 —पोटैसियम द्विक्रोमेट के विलयन में सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड डालने पर लाल विलयन मिलता है जो क्रोमिक अनुद, CrO_3 , का है। इसे भूल से क्रोमिक एसिड भी कहते हैं, जिसका वास्तविक सूत्र H_2CrO_4 होना चाहिये।



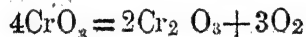
पोटैसियम द्विक्रोमेट का संतृप्त विलयन बनाओ, और इसमें ठंडा सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड डालो, विलयन को अच्छी तरह टारते जाओ। विलयन के ठंडे किये जाने पर गहरे लाल रंग के मणिभ पृथक् होंगे। ऊपर से द्रव निधार दो और रन्ध्रमय प्लेट पर दबा कर मणिभों का पानी दूर कर दो। इन मणिभों को सान्द्र नाइट्रिक एसिड (घनत्व 1.42) से धोया जा सकता है। इस शक्ति के एसिड में ये मणिभ अविलेय हैं। इन्हें रेणु-उष्मक पर धीरे-धीरे गरम करके सुखाया जा सकता है।

क्रोमियम त्रिऑक्साइड के गहरे लाल रंग के मणिभ होते हैं। ये 183° पर पिघलते हैं। मणिभ पानी में घुल कर जो विलयन देते हैं उसमें क्रोमिक एसिड नहीं, बल्कि द्विक्रोमिक एसिड, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, होता है। इस धारणा की पुष्टि विलयन के हिमांक अवनमन और विद्युत् चालकता से होती है। शुद्ध द्विक्रोमिक एसिड विलयन से पृथक् नहीं किया जा सकता। कहा जाता है कि क्रोमियम त्रिऑक्साइड के मणिभों को थोड़े से पानी के साथ गरमाने पर क्रोमिक एसिड, H_2CrO_4 , मिलता है, पर इसका अस्तित्व संदिग्ध है। यदि यह एसिड बनता भी हो, तथापि यह बड़ा अस्थायी है।

द्रवणांक के आगे और गरम करने पर क्रोमियम त्रिऑक्साइड में से ऑक्सीजन निकल जाता है और भूरा क्रोमिक क्रोमेट रह जाता है—



और आगे गरम करने पर क्रोमियम सेस्क्वि-ऑक्साइड मिलता है—



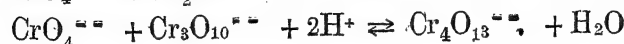
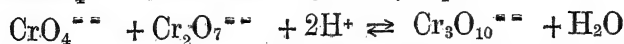
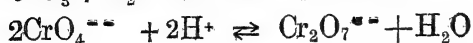
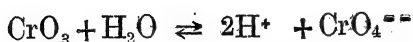
क्रोमियम त्रिऑक्साइड पानी में घुल कर अनेक आयनों देता है—

क्रोमेट आयन, CrO_4^{--}

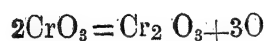
द्विक्रोमेट आयन, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{--}$

त्रिक्रोमेट आयन, $\text{Cr}_3\text{O}_{10}^{--}$

चतुःक्रोमेट आयन, $\text{Cr}_4\text{O}_{13}^{--}$

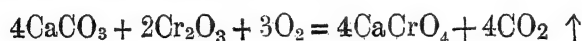


क्रोमिक एसिड या त्रिआक्साइड प्रबल उपचायक पदार्थ है। यदि इसके ऊपर एल्कोहल डाला जाय तो यह जल उठता है। इसका विलयन शर्करा, आक्जेलिक एसिड, कागज आदि द्वारा अपचित हो जाता है। यह गन्धक त्रिआक्साइड को त्रिआक्साइड में, स्टेनस क्लोराइड को स्टेनिक क्लोराइड में, आर्सीनियस आक्साइड को आर्सेनिक आक्साइड में, फेरस लवणों को फेरिक लवणों में परिणत कर देता है। इन प्रतिक्रियाओं की आधार प्रतिक्रिया यह है—

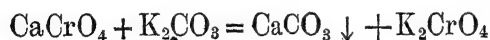


बहुधा ये प्रतिक्रियायें पोटैसियम दिक्रोमेट और सल्फ्यूरिक एसिड के साथ की जाती हैं। इनका उल्लेख पोटैसियम दिक्रोमेट के साथ किया जावेगा। कार्बनिक रसायन में क्रोमिक त्रिआक्साइड और हैम ऐंसीटिक एसिड का विलयन बहुधा उपचयन के काम में आता है।

पोटैसियम क्रोमेट, K_2CrO_4 —जैसा कि पहले कहा जा चुका है, क्रोमाइट अयस्क को चूने के साथ (या चूने के पत्थर के साथ) हवा में गरम किया जाय तो पोटैसियम क्रोमेट बनता है—

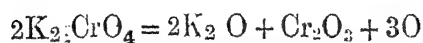


अयस्क का लोहा फेरिक आक्साइड के रूप में बच रहता है। कैल्सियम क्रोमेट के विलयन में पोटैसियम कार्बोनेट मिलाने पर पोटैसियम क्रोमेट बनता है और कैल्सियम कार्बोनेट का अवक्षेप पृथक् हो जाता है—

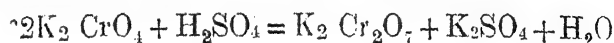


मिश्रण को छानने पर पोटैसियम क्रोमेट, K_2CrO_4 , का पीला विलयन मिलता है। इसे सुखाने पर क्रोमेट के मणिभ मिलते हैं।

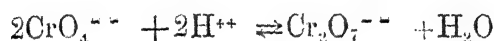
पोटैसियम क्रोमेट के मणिभ नीबू के रंग के समान पीले होते हैं। १०० ग्राम पानी में १५° पर ये ६२ ग्राम और १००° पर ७६ ग्राम विलेय हैं। ये विषैले होते हैं। गरम करने पर ये विभक्त नहीं होते। क्षारीय या शिथिल उपचायक पदार्थों द्वारा पोटैसियम क्रोमेट का विलयन अपचित हो जाता है।



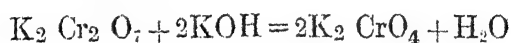
पोटैसियम क्रोमेट के पीले विलयन में अम्ल डाला जाय तो रंग लाल हो जाता है क्योंकि ट्रिक्रोमेट आयन, $Cr_2O_7^{--}$, बन जाती है—



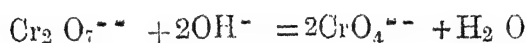
या



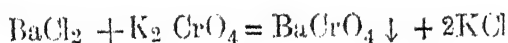
इसी प्रकार ट्रिक्रोमेट के विलयन में क्षार का विलयन डाला जाय, तो पीला विलयन क्रोमेट का बनता है—



या

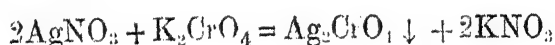


पोटैसियम क्रोमेट का विलयन अनेक लवणों के साथ क्रोमेटों का अवक्षेप देता है। बेरियम और सीस क्रोमेट पीले होते हैं, और ऐसीटिक ऐसिड में अविलेय हैं—

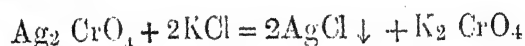


इन प्रतिक्रियाओं का उपयोग सीस और बेरियम आयनों की पहचान में किया जाता है।

रजत नाइट्रेट का विलयन पोटैसियम क्रोमेट के साथ "ट" के से लाल रंग का अवक्षेप देता है—

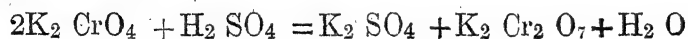


यह अवक्षेप ऐसिडों में, या अमोनिया में विलेय है। पोटैसियम बिलोराइड के विलयन में घुल जाता है, क्योंकि रजत क्रोमेट की अपेक्षा रजत बिलोराइड अधिक अविलेय है—



भास्मिक बिस्मथ क्रोमेट, $(BiO)_2Cr_2O_7$ नारंगी-पीले रंग का होता है। भास्मिक यशद क्रोमेट, $Zn_2(OH)_2CrO_4 \cdot H_2O$, पीले रंग का होता है।

पोटैसियम द्विक्रोमेट, $K_2Cr_2O_7$ —पोटैसियम क्रोमेट के संतृप्त विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड की गुणित मात्रा डालने पर पोटैसियम द्विक्रोमेट बनेगा। साथ में पोटैसियम सल्फेट भी बनता है, पर द्विक्रोमेट की विलेयता सल्फेट की अपेक्षा बहुत कम है अतः ठंडा करने पर इसके मणिम पृथक् हो जावेंगे—



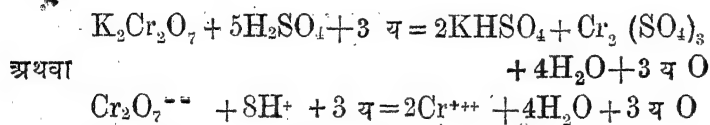
पोटैसियम द्विक्रोमेट के बड़े लाल मणिम 400° के निकट पिघलते हैं। पिघला कर यदि ठंडा किया जाय तो अब इस प्रकार का पदार्थ मिलता है जिसके मणिम छोटे छोटे होते हैं, और जिन्हें आसानी से पीसा जा सकता है। पोटैसियम द्विक्रोमेट १०० ग्राम पानी में 15° पर १० ग्राम और 100° पर ६४ ग्राम विलेय है।

पोटैसियम द्विक्रोमेट बहुत ही अच्छा उपचायक पदार्थ है। इसकी प्रतिक्रियाएँ दो वर्ग की हैं—

१. एसिड के अभाव में प्रतिक्रियाएँ निम्न प्रकार चलेंगी—

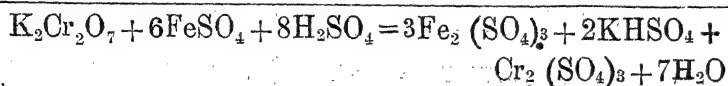
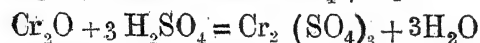
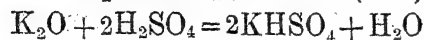
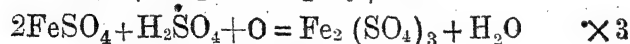
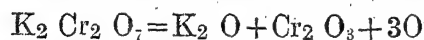


२. एसिड की विद्यमानता में—

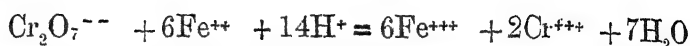


कुछ विशेष प्रतिक्रियाएँ हम नीचे देते हैं—

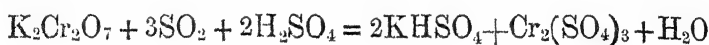
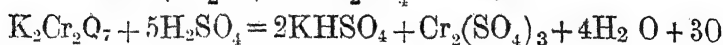
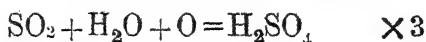
(क) फेरस सल्फेट के विलयन को यह फेरिक सल्फेट में परिणत करता है (अनुमापन में इस प्रतिक्रिया का उपयोग होता है) —



अथवा आयनों के रूप में

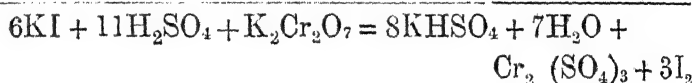


(ख) यह गन्धक द्विऑक्साइड को सल्फ्यूरिक एसिड में परिणत करता है—

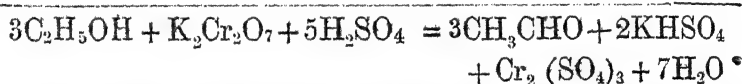


इस प्रकार गन्धक द्विऑक्साइड गैस की (सलफाइटों की) पहिचान की जाती है। पोटैसियम दिक्रोमेट से भीगे कागज़ का रंग क्रोमिक लवण बनने के कारण नीला पड़ जाता है।

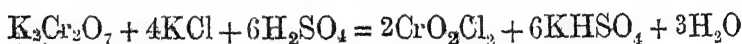
(ग) पोटैसियम थायोडाइड के विलयन में से थायोडीन मुक्त करता है—



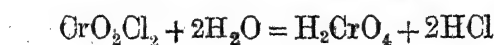
(घ) यह एल्कोहल के विलयन को ऐलडीहाइड में परिणत करता है—



(५) पोटैसियम दिक्रोमेट सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से (अथवा सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और किसी क्लोराइड के साथ) क्रोमिल क्लोराइड, CrO_2Cl_2 , नामक पदार्थ की भूरी वाष्प देता है—



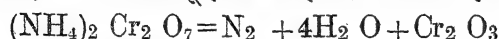
क्रोमिल क्लोराइड गहरे लाल रंग का द्रव है जिसका क्वथनांक 115° है। पानी के योग से यह क्रोमिक एसिड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड देता है—



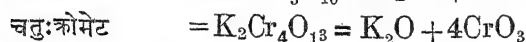
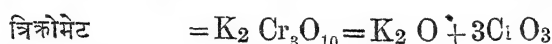
पोटैसियम दिक्रोमेट का उपयोग कच्चे चमड़े को पकाने में भी किया जाता है। खाल को पहले दिक्रोमेट के आम्ल विलयन में रखते हैं और फिर

इसका अपचयन हाइड्रो के विलयन से करते हैं। खाल के छेदों में क्रोमिक ऑक्साइड भर जाता है जिससे खाल पक जाती है (क्रोमटैनिंग)।

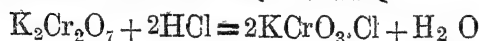
अमोनियम द्विक्रोमेट, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ —पोटैसियम द्विक्रोमेट के संतृत विलयन में अमोनियम क्लोराइड डालने पर यह बनता है। जैसा कहा जा चुका है यह शीघ्र जलाया जा सकता है (दियासलाई की आग को ही यह पकड़ लेता है) और चमत्कारपूर्ण रूप से इसका विभाजन होता है—



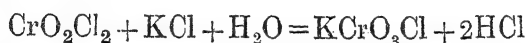
त्रिक्रोमेट और चतुःक्रोमेट—पोटैसियम द्विक्रोमेट या क्रोमिक ऐसिड में सान्द्र नाइट्रिक ऐसिड की उचित मात्रा मिलाने पर इनके लाल रवे मिलते हैं।



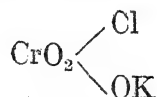
क्लोरोक्रोमेट—यदि गरम सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में पोटैसियम द्विक्रोमेट का चूरा मिलाया जाय और फिर विलयन को ठंढा किया जाय तो पोटैसियम क्लोरोक्रोमेट के लाल मणिभ मिलते हैं—



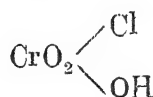
पोटैसियम क्लोराइड के संतृत विलयन में क्रोमिल क्लोराइड मिलाने पर भी क्लोरोक्रोमेट बनता है—



इसे क्रोमिक और पोटैसियम क्लोराइड का योगशील यौगिक ($\text{CrO}_3 \cdot \text{KCl}$) समझना चाहिये। इसे पेलिगोट का लवण (Peligot's salt) भी कहते हैं। इसके अणु की रचना संभवतः निम्न प्रकार है—

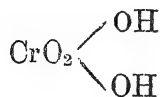


क्लोरोक्रोमेट

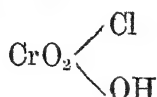


क्लोरोक्रोमिक ऐसिड

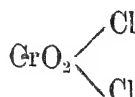
अतः क्रोमिक ऐसिड, H_2CrO_4 , क्रोमिल क्लोराइड, और क्लोरोक्रोमिक ऐसिड का सम्बंध निम्न प्रकार हुआ—



क्रोमिक ऐसिड



क्लोरोक्रोमिक ऐसिड



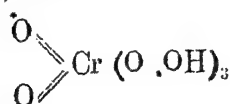
क्रोमिल क्लोराइड

परक्रोमिक एसिड (Perchromic acid)—यदि पोटैसियम क्रोमेट के विलयन में हलका सल्फ्यूरिक एसिड, और हाइड्रोजन परॉक्साइड डाला जाय, तो गहरे रंग का विलयन मिलता है। इस विलयन को ईथर के साथ हिलावें, तो ईथर की तह में चटक नीला रंग मिलेगा। ईथर में घुले इस नीले पदार्थ को “नीला परक्रोमिक एसिड” कहते हैं। यह बहुत स्थायी नहीं है। साधारण तापक्रम पर यह ८-१० घंटे में ही विभक्त हो जाता है। यह पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में से आयोडीन मुक्त करता है। कार्बनिक भस्मों के साथ जैसे ऐनिलिन, पिरिडिन, या अन्य एमिन अथवा एलकेलॉयड, यह नीले अथवा अन्य रंगों के लवण देता है जो विस्फोटक हैं।

यदि नीले परक्रोमिक एसिड का सूत्र HCrO_5 माना जाय तो इसके लवण CrO_4 (O च). H_2O_2 , माने जायंगे। ये सब विभक्त होने पर ऑक्सीजन देते हैं। कुछ लोग नीले परक्रोमिक एसिड को H_3CrO_7 मानते हैं। इसकी रचना अनिश्चित है। संभवतः यह क्रोमियम परक्रोमेट ही है, न कि एसिड। यह विभक्त होकर क्रोमियम ट्रि क्रोमेट देता है (प्रकाश और राय के मतानुसार)।

क्षारीय क्रोमेटों के विलयन में हाइड्रोजन परॉक्साइड डालने पर लाल लवण मिलते हैं जिनकी रचना संभवतः Cr_2O_8 है। ये एसिडों का योग होने पर ऑक्सीजन मुक्त करते हैं और नीले लवण देते हैं।

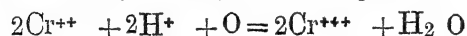
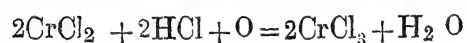
यदि मेथिल ईथर में क्रोमिक एसिड, CrO_3 , घोला जाय और विलयन को -30° तक ठंढा करके इसमें ६७% हाइड्रोजन परॉक्साइड मिलाया जाय, और फिर नीले ईथर विलयन को पृथक् करके -30° पर शून्य में इसे सुखावें तो गहरे नीले रंग का पदार्थ मिलता है जो संभवतः शुद्ध “नीला परक्रोमिक एसिड” है। इसका सूत्र $\text{H}_3\text{CrO}_5 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ है। इसे $(\text{OH})_4 \cdot \text{Cr}(\text{O} \cdot \text{OH})_3$ भी लिख सकते हैं। लाल लवण संभवतः इसके निर्जल एसिड, H_2CrO_6 , के लवण हैं—



क्रोमस लवण

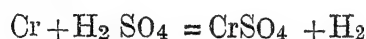
[Chromous Salts]

इन लवणों में क्रोमियम की संयोज्यता दो है। क्रोमस लवण कम पाये जाते हैं। इनका रंग नील-वैजनी होता है। ये सब प्रबल अपचायक हैं, और शीघ्र उपचित होकर क्रोमिक लवण बन जाते हैं।

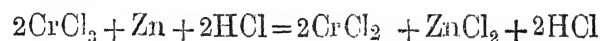


क्रोमस लवण वायु के ऑक्सीजन से भी उपचित हो जाते हैं।

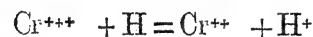
क्रोमस लवण या तो क्रोमियम धातु और अम्लों, के योग से बनते हैं (गरम करने पर)—जैसे



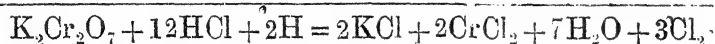
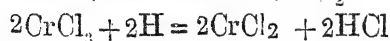
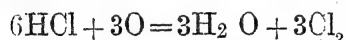
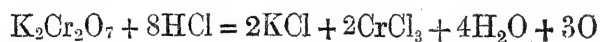
अथवा क्रोमिक लवणों को हलके एसिड और जस्ते के प्रभाव से अपचित करके बनाये जाते हैं—



अथवा

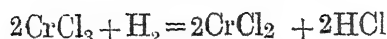


क्रोमस क्लोराइड, $\text{CrCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ —पोटैसियम द्विश्रोमेट को जस्ता और हाइड्रोक्लोरिक एसिड से प्रतिकृत करने पर विलयन का रंग पहले तो हरा पड़ता है क्योंकि क्रोमिक क्लोराइड बनता है, पर यही रंग बाद को क्रोमस क्लोराइड बनने पर नीला हो जाता है—

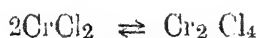


क्रोमस क्लोराइड के नीले विलयन में यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस प्रवाहित की जाय तो क्रोमस क्लोराइड के नीले मणिम अवक्षिप्त हो जाते हैं। ये $\text{CrCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ हैं।

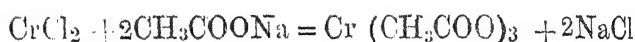
क्रोमिक क्लोराइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर निर्जल क्रोमस क्लोराइड मिलता है—



क्रोमियम धातु को हाइड्रोजन क्लोराइड के प्रवाह में गरम करने पर भी यह मिलता है। इसके मणिम सफेद रेशमी सुइयों के से होते हैं। 1300° पर क्रोमस क्लोराइड का वाष्प घनत्व ११३ है, और 1600° पर ८६। CrCl_2 सूत्र के आधार पर वाष्प घनत्व ६१ और Cr_2Cl_4 के आधार पर १२२ होना चाहिये, अतः स्पष्टतः निम्न साम्य पाया जाता है—

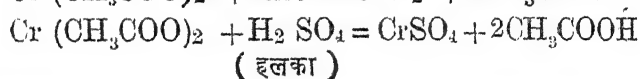
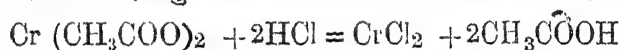


क्रोमस ऐसीटेट, $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ — बहुत कम विलेय होने के कारण क्रोमस लवणों और सोडियम ऐसीटेट के योग से यह प्राप्त हो जाता है। पोटैशियम ट्रिक्रोमेट, जस्ता और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से क्रोमस क्लोराइड का जो नीला विलयन मिला, उसमें सोडियम ऐसीटेट का संतृप्त विलयन डालने पर क्रोमस ऐसीटेट का लाल अवक्षेप आवेगा—



इस लाल अवक्षेप को छान कर शून्य में सुखाया जा सकता है। यह स्थायी पदार्थ है।

क्रोमस ऐसीटेट से ही बहुधा अन्य क्रोमस लवण बनाये जाते हैं—

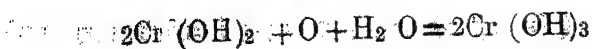


क्रोमस सल्फेट, $\text{CrSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — क्रोमस ऐसीटेट को हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड में घोल कर क्रोमस सल्फेट बनाया जाता है। इसकी रचना और आकृति फेरस सल्फेट, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के समान है। यह नीले मणिम देता है।

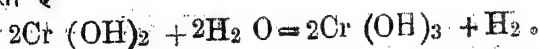
क्रोमस सल्फेट अन्य सल्फेटों के साथ द्विगुण लवण भी बनाता है जैसे $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CrSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ।

क्रोमस सल्फेट का अमोनियम विलयन ऐसीटिलीन और नाइट्रिक ऑक्साइड गैसों का शोषण भी करता है ($\text{CrSO}_4 \cdot \text{NO}$ जैसे $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$)।

क्रोमस हाइड्रॉक्साइड, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ — क्रोमस लवणों के विलयन में कॉस्टिक सोडा का विलयन डालने पर क्रोमस हाइड्रॉक्साइड का भूरा-पीला अवक्षेप मिलता है। यह वायु से ऑक्सीजन लेकर क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड में परिणत हो जाता है—

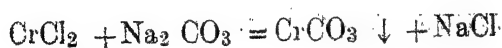


नम क्रोमस हाइड्रॉक्साइड शीघ्र हाइड्रोजन देकर भी क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड बन जाता है—



क्रोमस ऑक्साइड, CrO —यह क्रोमस हाइड्रॉक्साइड को गरम कर के नहीं बनाया जा सकता। क्रोमियम सरस को हवा में खुला रख छोड़ने पर यह काले चूर्ण के रूप में मिलता है।

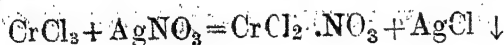
क्रोमस कार्बोनेट, CrCO_3 —यह क्रोमस क्लोराइड के नीले विलयन में सोडियम कार्बोनेट डाल कर बनाया जाता है। यह धूसर रंग का अवक्षेप देता है।



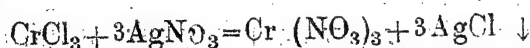
क्रोमिक लवण

[Chromic Salts]

क्रोमिक लवण साधारणतः जो अन्य धातुओं के लवणों के समान प्रतीत होते हैं पर इनमें एक विशेष अन्तर यह है कि ये पूरी तरह से आयनित नहीं होते। ये बहुधा दो रंग के पाये जाते हैं—हरे और बैजनी। दोनों के गुणों में बड़ा अन्तर है। उदाहरण के लिये क्रोमिक क्लोराइड को ले सकते हैं। हरा क्रोमिक क्लोराइड पानी में विलेय है, पर बैजनी अविलेय है। हरे क्रोमिक क्लोराइड के विलयन में रजत नाइट्रेट का विलयन डालें, तो एक तिहाई क्लोरीन ही रजत क्लोराइड के रूप में अवक्षिप्त होती है—



न कि

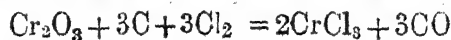


इसी प्रकार यदि गन्धक द्विऑक्साइड और क्रोमिक ऐसिड की प्रतिक्रिया से -8° पर क्रोमिक सल्फेट बनाया जाय, तो यह ऐसा विचित्र होता है। जो बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप ही नहीं देता, अर्थात् इसमें सल्फेट आयन हैं ही नहीं।

अन्य विधियों से बने क्रोमिक सल्फेट, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, एक तिहाई या कभी कभी दो-तिहाई सल्फेट बेरियम सल्फेट के रूप में अवक्षिप्त करते हैं।

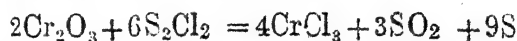
इस प्रकार स्पष्ट है कि जहाँ तक आयनों का सम्बन्ध है क्रोमिक लवण अपनी विचित्रता व्यक्त करते हैं। ये कई प्रकार के संकीर्ण यौगिक भी बनाते हैं।

क्रोमिक क्लोराइड, CrCl_3 —क्रोमियम सेस्क्विऑक्साइड, और कोयले के मिश्रण को रक्त-तप्त करके इस पर यदि क्लोरीन गैस प्रवाहित करें तो पीत-हरे रंग का क्रोमिक क्लोराइड बनता है—



यह लवण शुद्ध रूप में तो पानी में लगभग अविलेय है, पर यदि इसमें थोड़ा सा भी क्रोमस क्लोराइड मिला हो तो यह शीघ्र घुल जाता है। इस क्रोमिक क्लोराइड के रवे 106.5° पर वाष्पीभूत होते हैं।

(२) क्रोमियम सेस्क्विऑक्साइड और गन्धक क्लोराइड के योग से बैजनी रंग का क्रोमिक क्लोराइड मिलता है—

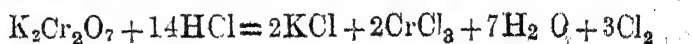


क्लोरीन और क्रोमियम धातु की प्रतिक्रिया से भी यह बनता है।

(३) क्रोमियम हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर विलेय क्रोमिक क्लोराइड बनता है—



पोटैशियम दिक्रोमेट के संतृप्त विलयन को हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ अग्रचित करके भी विलेय क्रोमिक क्लोराइड बनता है—

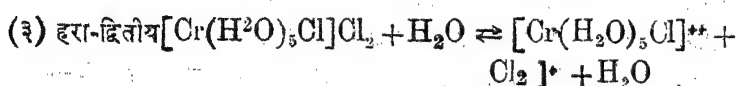
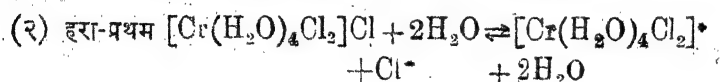
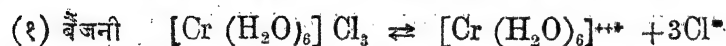


विलयन को यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस से संतृप्त कर दिया जाय तो क्रोमिक क्लोराइड लवण ठोस रूप में पृथक् हो जायगा।

(४) हरे क्रोमिक क्लोराइड के ५०% विलयन को 60° तक गरम करें और फिर 0° तक ठंडा करके हाइड्रोजन क्लोराइड से संतृप्त करें तो शुद्ध बैजनी रंग का क्लोराइड पृथक् होगा। इसे छान लें और छाने हुये विलयन में हाइड्रोजन क्लोराइड से संतृप्त ईथर मिलावें, तो एक दूसरा हरा क्लोराइड मिलता है।

इन सब से यह स्पष्ट है कि विलयन में दोनों तरह के क्रोमिक क्लोराइड साम्य में स्थित रहते हैं। हल्के विलयनों में संभवतः बैजनी रंग का आधिक्य होता है, और सान्द्र विलयनों में हरे रंग के क्लोराइड का आधिक्य होता है।

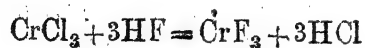
वैजनी रंग का क्लोराइड विलयन में से रजत नाइट्रेट द्वारा पूरे क्लोराइड का अवक्षेप देता है, पर हरे रंग के क्लोराइड का एक-तिहाई भाग ही रजत नाइट्रेट से अवक्षिप्त होता है। कुछ हरे रंग के क्लोराइड दो-तिहाई क्लोराइड को रजत नाइट्रेट से अवक्षिप्त कर देते हैं। इस प्रकार तीन प्रकार के सजल क्रोमिक क्लोराइड, $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, माने जा सकते हैं—



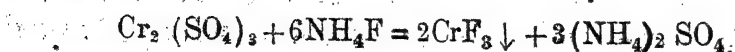
इन सूत्रों की पुष्टि इस बात से भी होती है कि वैजनी क्रोमिक क्लोराइड के विलयन की विद्युत् चालकता सबसे अधिक है, द्वितीय हरे क्लोराइड की उससे कम, और प्रथम हरे क्लोराइड की सबसे कम। पानी के हिमांक का अवनमन वैजनी क्लोराइड द्वारा प्रथम हरे क्लोराइड की अपेक्षा लगभग दुगुना होता है। इससे भी स्पष्ट है कि वैजनी द्वारा प्राप्त आयनों की संख्या दूसरे की अपेक्षा दुगुनी है।

यदि प्रथम-हरे क्लोराइड को डेसिकेटर में सुखाया जाय तो इसका रंग अणु पानी सूख जाता है, पर वैजनी रंग के क्लोराइड का पानी नहीं सूखता। इससे भी स्पष्ट है कि वैजनी क्लोराइड में पानी के सब अणु संकोर्ण आयन का भाग बन गये हैं।

क्रोमिक फ्लोराइड, $\text{CrF}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ —क्रोमिक क्लोराइड के ऊपर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड गैस प्रवाहित करने पर क्रोमिक फ्लोराइड, CrF_3 , बनता है—



इसके सुई की आकृति के मणिभ होते हैं। क्रोमिक सल्फेट के विलयन में अमोनियम फ्लोराइड डालने पर सजल क्रोमिक फ्लोराइड का अवक्षेप आता है—



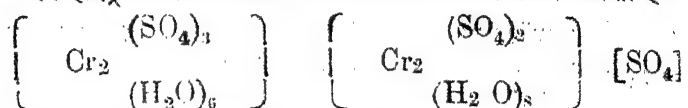
क्रोमिक फ्लोराइड हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में वैजनी विलयन देता है।

क्रोमिक क्रोमाइड, CrBr_3 , और दो प्रकार के $\text{CrBr}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —वे क्रोमिक क्लोराइड के समान ही बनाये जाते हैं।

क्रोमिक आयोडाइड, $\text{CrI}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, अस्थायी पदार्थ है।

क्रोमिक सल्फेट, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ —निर्जल लवण के मणिभों का रंग नील-लाल होता है। सजल लवण क्रोमिक क्लोराइड के समान बैजनी और हरे प्रकार का होता है। हरा सल्फेट पूरी तरह आयनीकृत नहीं होता। यह कहा जा चुका है कि -2° पर क्रोमिक ऐसिड को गन्धक द्विऑक्साइड से संतृप्त करने पर जो क्रोमिक सल्फेट बनता है, वह बेरियम क्लोराइड के साथ विलकुल भी बेरियम सल्फेट अवक्षेप नहीं देता। दूसरे हरे क्रोमिक सल्फेट में से दो तिहाई सल्फेट अवक्षिप्त किया जा सकता है।

इन हाइड्रेटों की रचना अतः निम्न प्रकार की मानी जा सकती है—

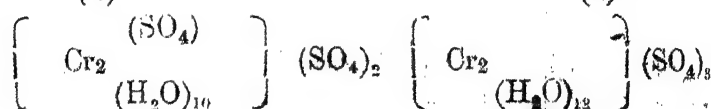


यह बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप नहीं देता

(१)

बेरियम क्लोराइड से एक-तिहाई सल्फेट अवक्षिप्त होता है।

(२)



दो-तिहाई सल्फेट बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप देता है।

(३)

पूरा सल्फेट बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप देता है।

(४)

क्रोमिक सल्फेट के मणिभों में १८ अणु पानी के नीचे होते हैं— $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ । इन बैजनी मणिभों को यदि 80° पर गरम किया जाय तो १२ अणु पानी तो निकल जाता है, और $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ के हरे मणिभ रह जाते हैं। इसके विलयन में बेरियम क्लोराइड या कास्टिक सोडा डालने पर कोई अवक्षेप नहीं आता। इसकी रचना (१) है जैसा ऊपर चित्रित किया गया है।

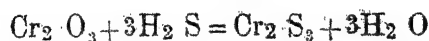
जैसा कहा जा चुका है, गन्धक द्विऑक्साइड और क्रोमिक ऐसिड के योग से -8° पर कौलसन (Colson) ने जो क्रोमिक सल्फेट बनाया वह भी तुरत का बना होने पर बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप नहीं देता है।

यह भी रचना में (१) है। इसका हरा विलयन कुछ समय रख छोड़ने पर सूत्र (२), (३) और अन्त में बैजनी रंग का सूत्र (४) हो जाता है। क्रमशः अब एक-तिहाई, दो-तिहाई और पूरा सल्फेट बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप देने लगता है।

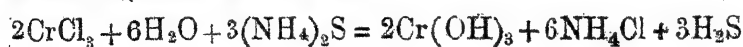
क्रोमियम नाइट्रेट, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ —क्रोमिक हाइड्रोक्साइड को नाइट्रिक एसिड में घोलने पर यह बनता है।

क्रोमिक फॉस्फेट, CrPO_4 —यह क्रोमिक लवण में सोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट का विलयन मिलाने पर बनता है। यह अमणिम बैजनी रंग का अवक्षेप है जो विलयन के संसर्ग में कुछ दिनों में बैजनी मणिम पट्ट हाइड्रेट, $\text{CrPO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ देता है। पानी के साथ आधे घंटे उबाले जाने पर यह हरा चतुःहाइड्रेट, $\text{CrPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, देता है। यह भी मणिमीय है। गरम किये जाने पर ये सब हाइड्रेट काला चूर्ण CrPO_4 का देते हैं।

क्रोमिक सल्फाइड, Cr_2S_3 —रक्ततत क्रोमियम सेल्फिआक्साइड पर हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर यह बनता है—



गन्धक और क्रोमियम धातु को साथ साथ गरम करने पर भी बनता है। क्रोमिक लवणों के अमोनियमित विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित करने पर (अथवा अमोनियम सल्फाइड डालने पर) क्रोमियम सल्फाइड नहीं बनता, क्योंकि यह पूर्णतः उद्विग्नोदित हो जाता है, और क्रोमिक हाइड्रोक्साइड ही मिलता है—



क्रोमिक सायनाइड, $\text{Cr}(\text{CN})_3$ —यह हरा-नीला चूर्ण है। फेरिसायनाइड के समान यह भी कई संकीर्ण क्रोमिसायनाइड, जैसे $\text{K}_3\text{Cr}(\text{CN})_6$, देता है।

क्रोम फिटकरी, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ —पोटैशियम द्विक्रोमेट (४० ग्राम/१२० ग्राम पानी में) और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड (१० ग्राम) के विलयन को गन्धक द्विआक्साइड से संतृप्त अथवा ऑक्जेलिक एसिड से अपचित किया जाय तो पोटैशियम सल्फेट और क्रोमिक सल्फेट दोनों तुल्य मात्रा में बनते हैं। विलयन का मणिभीकरण करने पर क्रोम फिटकरी के मणिम मिलते हैं—



क्रोम फिटकरी के मणिभ अष्ट-फलकीय और बैजनी रंग के होते हैं। १०० ग्राम पानी में 25° पर ये $24\frac{1}{2}$ ग्राम विलेय हैं। इनका विलयन बैजनी रंग का होता है। पर यह विलयन 60° तक गरम किये जाने पर हरा पड़ जाता है। हरे विलयन में से फिटकरी के मणिभ प्राप्त करना कठिन है।

क्रोम फिटकरी का उपयोग रंग के व्यवसाय में और चमड़ों के कारखानों में होता है।

सोडियम क्रोम फिटकरी, $\text{Na}_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$ और
अमोनियम क्रोम फिटकरी, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$
भी ज्ञात हैं।

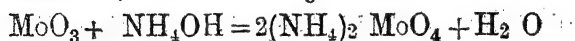
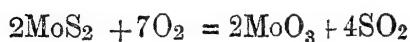
मॉलिबडीनम, Mo

[Molybdenum]

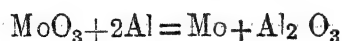
लेटिन और ग्रीक साहित्य में मॉलिबडीनम शब्द से अभिप्राय किसी भी उस काले खनिज से है जिससे कागज पर लिखा जा सके। गेलीना, स्टिव-नाइट, पायरोलुसाइट, ग्रेफाइट आदि सभी पदार्थ इस दृष्टि से मॉलिबडीनम कहे जाते थे। बहुत दिनों तक लोग ग्रेफाइट और मॉलिबडीनम सलफाइड में अन्तर न समझ पाये क्योंकि दोनों के भौतिक गुण बहुत समान हैं। सन् १७७८-७९ में शॉले (Scheele) ने यह दिखाया कि यदि मॉलिबडीनाइट (molybdenite) को सान्द्र नाइट्रिक एसिड के साथ गरम किया जाय तो सल्फ्यूरिक एसिड और एक सफेद पार्थिव पदार्थ बनता है। इस सफेद पदार्थ में भी आम्ल-गुण हैं। इस पार्थिव पदार्थ का नाम उसने “एसिडम मॉलिबडेनाइ” रखा, और मॉलिबडेनाइट खनिज को उसने मॉलिबडीनम सलफाइड समझा। सन् १७८२ में हेल्म (Hjelum) ने मॉलिबडीनम धातु तैयार की। सन् १७९७ में क्लेपराथ (Klaproth) ने मॉलिबडिक और टंगस्टिक एसिडों का अन्तर बताया। बाद को बर्ज़ीलियस ने मॉलिबडीनम के अनेक यौगिकों की विवेचना की।

अयस्क और खनिज—इसका मुख्य खनिज मॉलिबडेनाइट (Molybdenite), MoS_2 , है जिसमें ६० प्रतिशत मॉलिबडीनम है। वुल्फेनाइट (Wulfenite), PbMoO_4 ; मॉलिबडिक ओकर (Molybdic ochre) या मॉलिबडाइट (Molybdite), $\text{Fe}_2 \text{O}_3 \cdot 3\text{MoO}_3 \cdot 8\text{H}_2 \text{O}$, और पेटेराइट, CoMoO_4 , इसके अन्य अयस्क हैं।

मॉलिब्डेनाइट से धातु-प्राप्ति—(१) अयस्क, MoS_2 , का जारण किया जाता है जिससे गन्धक द्विऑक्साइड बन कर उड़ जाता है। ऑक्साइड, MoO_3 , बच रहता है जिसे हलके अमोनिया विलयन के साथ खल-भलाते हैं। ऑक्साइड इसमें घुल कर अमोनियम मॉलिब्डेट बन जाता है—

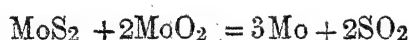


अमोनियम मॉलिब्डेट को विलयन में से मणिभोक्त कर लेते हैं। शुद्ध मणिभों को तपाने पर फिर शुद्ध मॉलिबडीनम त्रिऑक्साइड मिल जाता है। इसे ऐल्यूमीनियम चूर्ण के साथ (गोल्डरिभट की तापन विधि से) गरम करने पर मॉलिबडीनम धातु उसी प्रकार बनती है जैसे क्रोमियम—



इस प्रकार प्राप्त धातु ९८-९९ प्रतिशत शुद्ध होती है।

(२) मॉलिब्डेनाइट और मॉलिबडेनम द्विऑक्साइड को विजली की भट्टी में साथ साथ गरम करके भी धातु तैयार की जा सकती है—



धातु के गुण—मॉलिबडीनम धातु बहुधा धूसर रंग के चूर्ण रूप में ही पायी जाती है, पर इसकी ठोस ईंटें भी बनायी जा सकती हैं। शुद्ध मॉलिबडीनम संभवतः चाँदी के समान श्वेत होता है, और यह घनवर्धनीय भी है, पर अपद्रव्यों (impurities) की उपस्थिति में यह बहुधा भंगुर ही मिलता है। मॉलिबडीनम के तार बहुत वर्षों तक नहीं खोचे जा सके, पर अब तो महीन तार बनाये जा सकते हैं। इसका द्रवणांक 2620° बताया जाता है, जो आंसमियम और टंगस्टन को छोड़ कर शेष सब धातुओं के द्रवणांक से ऊँचा है।

मॉलिबडीनम हवा द्वारा धीरे धीरे कुछ उपचित होता है। रक्तक्षुब्ध करने पर यह त्रिऑक्साइड में परिणत हो जाता है और 600° पर वेग-पूर्वक जलता है। मॉलिबडीनम फ्लोरीन से साधारण-तापक्रम पर ही संयुक्त हो जाता है। गरम होकर मध्यम लाल पड़ने पर क्लोरीन से संयुक्त होता है, चटक लाल होने पर ब्रोमीन से भी संयुक्त हो जाता है, मर 700° तक भी आयोडीन का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता।

इस धातु पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड, या हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड का

असर नहीं होता, पर सान्द्र गरम सल्फ्यूरिक एसिड का असर पड़ता है, और नाइट्रिक एसिड में तो यह आसानी से घुलता है। चारों के साथ गलाने पर इसमें बहुत कम परिवर्तन होता है, पर उपचायक लवणों के साथ, जैसे पोटैसियम नाइट्रेट, क्लोरेट या सोडियम परोक्साइड, गलाने पर यह मॉलिब्डेट देता है।

मॉलिबडीनम धातु गन्धक, नाइट्रोजन, फॉस्फोरस, बोरन, कार्बन और सिलिकन के साथ सीधे ही संयुक्त हो जाती है।

यौगिक—मॉलिबडीनम की यौगिकों में संयोज्यता २, ३, ४, ५ और ६ है। इनमें से पहली चार संयोज्यता वाले यौगिक उल्लेखनीय नहीं हैं, और अस्थायी हैं; ६ संयोज्यता के यौगिक, MoO_3 के, स्थायी और महत्वपूर्ण हैं।

संयोज्यता	ऑक्साइड	हाइड्रोक्साइड	प्रकृति	विशेष लवण	रंग
२	MoO	—	भास्मिक	MoO_2 ; Mo_2O_3 H_2O	पीला-भूरा
३	Mo_2O_3	$\text{Mo}(\text{OH})_3$	भास्मिक	Mo_2O_3	लाल-बैजनी
४	MoO_2	$\text{Mo}(\text{OH})_4$ या $\text{MoO}(\text{OH})_2$	भास्मिक	Mo_2O_4 ; MoS_2	भूरा-बूरा
५	Mo_2O_5	$\text{MoO}(\text{OH})_3$	भास्मिक	Mo_2O_5 ; MoOCl_3 , Mo_2S_5 ; $\text{Mo}_2\text{O}_5(\text{SO}_4)_2$	हरे से काले तक
६	MoO_3	$\text{MoO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	भास्मिक अम्ल	Mo_2O_6 ; MoO_2 R_2MoO_4 ; H_2O मॉलिब्डेट $\text{R}_2\text{MoO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ द्विमॉलिब्डेट य. R_2O र. MoO_3 H_2O बहुमॉलिब्डेट	श्वेत-नीला

ऑक्साइड—मॉलिबडीनम क्लोराइड, MoO_3Cl_3 , के विलयन को कास्टिक सोडा के साथ गरम करने पर मॉलिबडीनम एक्वाऑक्साइड, MoO , बनता है। यह काला अमणिम अवक्षेप है जो हवा में उपचित होकर नीला पड़ जाता है।

मॉलिबडीनम के उच्चतर ऑक्साइडों को सोडियम संरस या जस्ते के साथ अपचित करने पर मॉलिबडीनम सेस्क्विऑक्साइड, Mo_2O_3 , बनता है। यह काला अमणिम पदार्थ है और अम्लों में नहीं घुलता। मॉलिबडीनम त्रिक्लोराइड और क्षारीय विलयन के योग से त्रिहाइड्रॉक्साइड (भूरे या काले रंग का), $\text{Mo}(\text{OH})_3$, मिलता है।

सेस्क्विऑक्साइड के हलके उपचयन से अथवा मॉलिबडीनम धातु को हवा या भाप में गरम करने से द्विऑक्साइड, MoO_2 , मिलता है जो बहुधा भूरे रंग का होता है। यह क्षार और अम्लों में अविलेय है।

मॉलिबडेनिल ऑक्जलेट, $\text{MoO}(\text{C}_2\text{O}_4) \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, को नाइट्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर पंचौक्साइड, Mo_2O_5 , मिलता है। यह स्थायी है, अमोनिया विलयन में नहीं घुलता, और अम्लों में भी कठिनता से घुलता है। यह गहरे बैजनी रंग का होता है।

मॉलिबडीनम सल्फाइड का हवा में जारण करने पर त्रिऑक्साइड, MoO_3 , मिलता है। यह बहुत स्थायी, और सबसे अधिक महत्व का है। यह ठंडे पानी में कुछ विलेय है, और आम्ल विलयन देता है। नाइट्रिक एसिड से यह मॉलिबडिक एसिड, H_2MoO_4 , देता है। त्रिऑक्साइड क्षारों में घुल कर मॉलिबडेट देता है।

अमोनियम मॉलिबडेट—मोलिबडीनम द्विऑक्साइड, MoO_2 , को अमोनिया में घोल कर अमोनियम मॉलिबडेट बनाते हैं। यह पैरा-मॉलिबडेट है। इसका सूत्र $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_2\text{O}_{27} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ है। अन्य रचना के मॉलिबडेट भी पाये जाते हैं। अमोनियम मॉलिबडेट का उपयोग प्रयोग रसायन में फॉस्फेट या आर्सेनेट के परीक्षण में किया जाता है। ये लवण नाइट्रिक एसिड और अमोनियम मॉलिबडेट के साथ पीला अवक्षेप देते हैं जो अमोनियम फॉस्फो- (या आर्सेनो-) मॉलिबडेट, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3$, का है।

फॉस्फो-मॉलिबडिक एसिड— $\text{H}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3$ —यह अमोनियम

फॉस्फोमॉलिब्डेट और अम्लराज के योग से बनता है। यह पानी में विलेय है। ऐलकेलायडों के परीक्षण में, और अमोनियम, पोटैसियम, रुबीडियम, सीज़ियम, थैलियम, आदि के अवक्षेपण में काम आता है (सोडियम, और लीथियम अवक्षेप नहीं देते)।

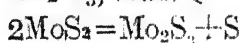
मॉलिबडीनम क्लोराइड—मॉलिबडीनम द्विक्लोराइड, MoCl_2 , तो नहीं पाया जाता पर मॉलिबडीनम धातु को कार्बोनिल क्लोराइड के प्रवाह में 610° पर गरम करने पर Mo_3Cl_6 बनता है जो एलकोहल के साथ स्थायी पीला चूर्ण, $\text{Mo}_3\text{Cl}_6 \cdot \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ का देता है।

मॉलिबडीनम धातु को क्लोरीन के प्रवाह में हलके हलके गरम करने पर मॉलिबडीनम पंचक्लोराइड, MoCl_5 , बनता है। यह काला जलग्राही मणिभीय पदार्थ है (द्रवणांक 184° , क्वथनांक 266°)। इस पंचक्लोराइड पर 250° पर हाइड्रोजन प्रवाहित करने पर त्रिक्लोराइड, MoCl_3 , बनता है जो स्थायी अमणिभ लाल-भूरा पदार्थ है। उबलते पानी द्वारा इसका उदविच्छेदन हो जाता है।

मॉलिबडीनम ऑक्साइड और कार्बन के मिश्रण पर क्लोरीन प्रवाहित करके चतुः क्लोराइड, MoCl_4 , बनाया जाता है। यह स्थायी है। $2\text{MoCl}_4 \rightarrow \text{MoCl}_3 + \text{MoCl}_5$

क्लोराइड के समान ही ब्रोमाइड और आयोडाइड भी कुछ पाये जाते हैं।

मॉलिबडीनम सल्फाइड—प्रकृति में जो मॉलिबडेनाइट पाया जाता है वह द्विसल्फाइड, MoS_2 , है। यह त्रिऑक्साइड को गन्धक के साथ गरम करके भी बन सकता है। इसे विजली की भट्टी में गरम करने पर सेस्क्वि-सल्फाइड, Mo_2S_3 , मिलता है—



यदि अमोनियम मॉलिब्डेट को हलके सल्फ्यूरिक एसिड में घोला जाय और फिर जस्ते से अपचयन करके हाइड्रोजन सल्फाइड से संतृप्त किया जाय तो पंचसल्फाइड, Mo_5S_8 , का अवक्षेप मिलेगा।

पोटैसियम या सोडियम मॉलिब्डेट के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर गहरा लाल अवक्षेप त्रिसल्फाइड, MoS_3 , का आता है; यह पोटैसियम सल्फाइड में विलेय है।

धातु का उपयोग—प्रतिवर्ष २५०,००० टन मॉलिबडीनम-इस्पात बनाया जाता है। इस धातु का द्रवणांक बहुत ऊँचा है अतः बिजली के बल्ब के तार बनाने में काम आता है, और बिजली की भट्टी के तार भी इसके बनते हैं। कठोर होने के कारण अनेक औज़ार इससे बनाये जाते हैं। स्टेलाइट मिश्रधातु में जिसके लोड बनते हैं, २० प्रतिशत मॉलिबडीनम, ६० प्रतिशत कोबल्ट, १० प्रतिशत क्रोमियम और शेष अन्य धातुयें होती हैं।

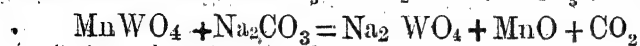
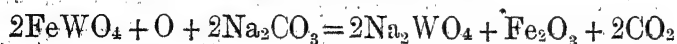
टंगस्टन या वुल्फ्राम, W

[Tungsten or Wolfram]

टंगस्टन शब्द का अर्थ भारी पत्थर है क्योंकि टंगस्टन के खनिजों का घनत्व काफी अधिक होता है। सन् १७८१ में शीले (Scheele) ने यह दिखाया कि “टंगस्टाइन” नामक खनिज में (जिसे आजकल शीलाइट (Scheelite) कहते हैं) कैल्सियम और एक नया अम्ल होता है। इस अम्ल का नाम उसने टंगस्टिक एसिड दिया। उसने यह भी दिखाया कि “टेन-स्पैट” नामक खनिज में (जिसे आजकल वुल्फ्रेमाइट, Wolframite कहते हैं) लोहे और मैंगनीज़ का टंगस्टेट है। सन् १७८३-८६ में स्पेन के दो रसायनज्ञ भाइयों, डि' एलहुजार (d' Elhujar) ने वुल्फ्रेमाइट अयस्क का अध्ययन किया और उन्होंने सबसे पहले टंगस्टन धातु तैयार की, उन्होंने टंगस्टन के ऑक्साइड का कार्बन के साथ अपचयन किया था। इन भाइयों ने टंगस्टन की अनेक मिश्रधातुयें भी तैयार कीं। मिश्रधातु के महत्त्व के कारण टंगस्टन की व्यापारिक जगत् में बड़ी प्रतिष्ठा है।

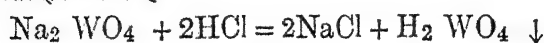
अयस्क—इसके अयस्क बहुधा वंग धातु के साथ पाये जाते हैं। शीलाइट, कैल्सियम टंगस्टेट, CaWO_4 , है जिसमें ८०.६ प्रतिशत WO_3 होता है। वुल्फ्रेमाइट, $(\text{Fe. Mn})\text{WO}_3$, में लोहे और मैंगनीज़ का टंगस्टेट है। चीन, बर्मा, जापान, बोलीविया, संयुक्त राज्य अमरीका में यह बहुत पाया जाता है। बर्मा की वंग (टिन) खानों में टंगस्टन काफी पाया जाता है।

धातुकर्म—वुल्फ्रेमाइट को सोडियम कार्बोनेट के साथ हवा की विद्यमानता में गलाते हैं (क्षेपक भट्टी में 1000° पर) —

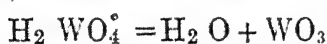


गले भाग को अलग करके पानी के संसर्ग में लाते हैं। सोडियम टंग्सटेट पानी में घुल जाता है। इसके मणिभ बना लिये जाते हैं।

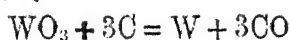
सोडियम टंग्सटेट के विलयन में यदि अम्ल डाला जाय तो टंगस्टिक ऐसिड का अवक्षेप आता है।



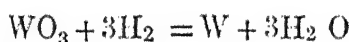
टंगस्टिक ऐसिड को शुद्ध बनाने के लिये इसे कई बार अमोनिया में घोलते और फिर नाइट्रिक ऐसिड से अवक्षिप्त करते हैं। जब शुद्ध हो जाता है तो इसे 1000° पर सिलिका के बर्तन में तपाते हैं। इस प्रकार पीत हरे रंग का त्रिऑक्साइड, WO_3 , मिल जाता है—



टंगस्टन त्रिऑक्साइड को कार्बन के साथ 1800° पर गरम करने से टंगस्टन धातु मिलती है—



ऑक्साइड का अपचयन हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करके भी कर सकते हैं—



त्रिऑक्साइड को $1200-1800^\circ$ पर बोरिक ऐसिड में घोल कर यदि विद्युत् विच्छेदन करें, तब भी सुन्दर शुद्ध टंगस्टन धातु मिलती है, जिसके तार महीन खींचे जा सकते हैं।

गुण—टंगस्टन के भौतिक गुण धातु की शुद्धता पर निर्भर हैं। यह धातु 3370° के निकट पिघलती है। धातु का चूर्ण कठोर मणिभीय होता है, पर पत्र रूप में यह मृदु और तन्य होती है। साधारण तापक्रम पर टंगस्टन पर पानी और हवा का प्रभाव नहीं पड़ता, पर ऊँचे तापक्रम पर यह शीघ्र उपचित हो जाता है। पिघले गन्धक और फॉसफोरस का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता, पर इन दोनों की वाष्पों के साथ शीघ्र प्रतिक्रिया होती है। क्षारों का तो टंगस्टन पर प्रभाव नहीं पड़ता, पर नाइट्रेट, क्लोरेट, परीक्साइड आदि उपचायकों के साथ और पोटैसियम ऐसिड सल्फेट के साथ टंग्सटेट बनता है। गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिडों का ही इस पर असर होता है। नाइट्रिक और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड अलग अलग तो प्रभाव नहीं डालते पर दोनों का मिश्रण टंगस्टन का अच्छा विलायक है।

यौगिक—टंगस्टन भी मॉलिबडीनम के समान कई संयोज्यतायें—२, ३, ४, ५, ६ व्यक्त करता है। इनमें से ६ संयोज्यता वाला ऑक्साइड WO_3 अधिक उल्लेखनीय है क्योंकि यह चार ऑक्साइड के एक अणु से १, २, ३, ४, ५, ६ और ८ अणु तक संयुक्त होकर संकीर्ण बहु-टंगस्टेट बनाता है। टंगस्टन के यौगिकों का उल्लेख नीचे की सारणी में किया जाता है—

संयो- ज्यता	ऑक्साइड	प्रकृति	लवण	रंग	विशेष
२	—	भास्मिक	WCl_2	धूसर	हवा में उपचित होता है।
३	—	भास्मिक	$K_3W_2Cl_9$ ($3KCl.2WCl_3$)	पीले से हरा तक	केवल द्विगुण लवण
४	WO_2	भास्मिक	WCl_4 , WS_2 , $W(CN)_4 \cdot 4KCN$	धूसर	जलग्राही; कम उदविच्छेदित होते हैं।
५	$W(OH)_5$	भास्मिक	WCl_5 , $WOCl_3$, $W(CN)_5 \cdot 3KCN$	हरा-काला	बहुत जलग्राही; उदविच्छेदित होते हैं।
६	WO_3	भास्मिक	WCl_6 , $WOCl_4$, WS_3	लाल	हवा में स्थायी, उबलते पानी से विभक्त
		आम्ल	H_2WO_4 सामान्य $H_2W_4O_{13}$ मेटा $H_{10}W_{12}O_{41}$ पैरा य. H_2O र WO_3 बहुटंगस्टेट	पीला पीला —	द्वार लवण विलेय " " " "

ऑक्साइड—टंगस्टन के मुख्य ऑक्साइड WO_2 और WO_3 हैं। इनमें से त्रिऑक्साइड प्रकृति में पाया जाता है। यह टंगस्टिक ऐसिड, धातु टंगस्टन, या WO_2 या सल्फाइड को हवा में गरम करके बनाया जा सकता है। यह अमणिभ चूर्ण है। पानी में अविलेय है। पर इसका हाइड्रेट विलेय है।

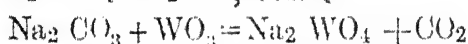
हाइड्रोजन के प्रवाह में त्रिऑक्साइड को रक्ततप्त करने पर द्विऑक्साइड, WO_2 , मिलता है। यह लाल या भूरे रंग का है। इसका चूर्ण आग में जलता है। यह मणिभ और अमणिभ दो प्रकार का होता है। मणिभ रूपांतर हवा में स्थायी और हाइड्रोक्लोरिक एसिड में अविलेय है। अमणिभ रूपांतर अस्थायी और एसिड में विलेय है। यह ऑक्साइड अपचायक है।

टंगस्टिक एसिड, $H_2 WO_4$ —जब सोडियम टंगस्टेट के विलयन में गरम हाइड्रोक्लोरिक एसिड डाला जाता है तो पीला अवक्षेप टंगस्टिक एसिड का आता है।



ठंडे विलयन में अवक्षेप हलका और सफेद आता है। यह हाइड्रेट $H_2 WO_4 \cdot H_2 O$ का है।

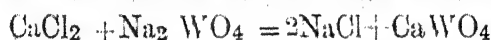
टंगस्टिक एसिड के लवण टंगस्टेट कहलाते हैं। १ अणु सोडियम कार्बोनेट को १ अणु टंगस्टन त्रिऑक्साइड के साथ गलाने पर सोडियम टंगस्टेट, $Na_2 WO_4 \cdot 2H_2 O$, बनता है—



यह मणिभीय सफेद विलेय पदार्थ है।

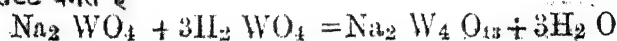
टंगस्टिक एसिड को अमोनिया में घोलने पर अमोनियम टंगस्टेट, $(NH_4)_2 WO_4$, और अमोनियम पैराटंगस्टेट, $(NH_4)_{10} W_{12} O_{41}$, बनते हैं।

कैल्सियम लवण और सोडियम टंगस्टेट के योग से कैल्सियम टंगस्टेट का अमणिभ अवक्षेप आता है। इसे सोडियम क्लोराइड के साथ गलाने पर मणिभ रूपान्तर (शीलाइट के समान) मिलता है। यह कैल्सियम क्लोराइड और सोडियम टंगस्टेट को साथ साथ गलाने पर भी बनता है—

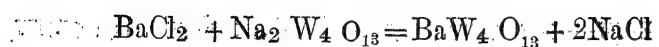


कैल्सियम टंगस्टेट का उपयोग एकत्र रश्मि के प्रदर्शन वाले फ्लोरोसेण्ट परदों में होता है। बेरियम टंगस्टेट, $BaWO_4$, कपड़ों की छपाई में काम आता है।

मेटाटंगस्टेट—साधारण टंगस्टेटों को टंगस्टिक एसिड के साथ उबालने पर मेटाटंगस्टेट बनते हैं—



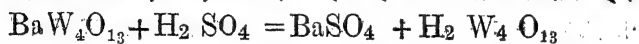
सोडियम मेटाटंगस्टेट, $Na_2 W_4 O_{13} \cdot 10H_2 O$, पानी में विलेय है। इसके गरम विलयन में बेरियम क्लोराइड का विलयन छोड़ने पर बेरियम टंगस्टेट बनता है जो विलयन के ठंडे पड़ने पर पृथक् होता है—



बेरियम मेटाटंगस्टेट, और अन्य धातुओं के सल्फेटों की विनिमय प्रतिक्रिया से अन्य मेटाटंगस्टेट बहुधा बनाये जाते हैं।

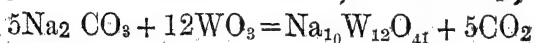


ये मेटाटंगस्टेट पानी में बहुधा विलेय हैं। बेरियम मेटाटंगस्टेट और हलके सल्फ्यूरिक एसिड के योग से मेटा टंगस्टिक एसिड, $\text{H}_2 \text{W}_4 \text{O}_{13} \cdot 7\text{H}_2 \text{O}$ मिलता है। इसके पीले छोटे छोटे मणिभ होते हैं जो पानी में विलेय हैं।



इस प्रकार बने मेटाटंगस्टिक एसिड के विलयन में संभवतः पैराटंगस्टिक एसिड भी होता है।

कार्बिक सोडा या सोडियम कार्बोनेट के विलयन को टंगस्टन त्रिऑक्साइड द्वारा संतृप्त करने पर सोडियम पैराटंगस्टेट, $\text{Na}_{10} \text{W}_{12} \text{O}_{41}$, बनता है—



अमोनिया और टंगस्टन त्रिऑक्साइड के योग से अमोनियम पैराटंगस्टेट, $(\text{NH}_4)_{10} \text{W}_{12} \text{O}_{41} \cdot 11\text{H}_2 \text{O}$, बनता है जो मणिभोय विलेय पदार्थ है।

टंगस्टन फ्लोराइड, WF_6 —प्लैटिनम के भभके में टंगस्टन क्लोराइड WCl_4 , और हाइड्रोक्लोरिक एसिड या आर्सेनिक फ्लोराइड, AsF_3 , के योग से बह बनता है। यह द्रव है। इसका रंग हलका पीला है। क्वथनांक 86.5° और हिमांक 2.5° है।

टंगस्टन क्लोराइड, WCl_6 —शुद्ध शुष्क क्लोरीन में टंगस्टन धातु को मलाने पर टंगस्टन षट्क्लोराइड बनता है। यदि क्लोरीन में आर्द्रता हो या ऑक्सीजन हो तो लाल ऑक्सिक्लोराइड, WOCl_4 , बनता है। षट्क्लोराइड के मणिभ गहरे बैजनी रंग के होते हैं। ये हवा और पानी में स्थायी हैं।

हाइड्रोजन के प्रवाह में षट्क्लोराइड को गरम करने पर धूसर रंग का द्विक्लोराइड, WCl_2 , भी बनता है। यदि अपचयन धीमे धीमे किया जाय तो पंचक्लोराइड, WCl_5 , और चतुक्लोराइड, WCl_4 , भी बनते हैं। चतुक्लोराइड भूरे रंग का मणिभ जलग्राही चूर्ण है। पंचक्लोराइड के मणिभ काले या गहरे हरे रंग के होते हैं। ये वाष्पशील और अधिक जलग्राही हैं।

टंगस्टन के कई ब्रोमाइड, WBr_2 , WBr_3 , और WBr_5 , अक्सिब्रोमाइड, WOBr_4 और $\text{WO}_2 \text{Br}_2$, और आयोडाइड, WI_2 , और WI_4 , बनते हैं।

सलफाइड—गरम टंगस्टन गन्धक से संयुक्त होकर द्विसलफाइड, WS_2 , देता है। तप्त धातु पर या घटकजोराइड, WCl_6 , पर हाइड्रोजन सलफाइड के प्रवाह से भी यह बनता है। यह गहरे धूसर रंग का मृदु चूर्ण है। पानी में अविलेय है।

द्विसलफाइड को गन्धक वाष्प में गरम करने पर त्रिसलफाइड, WS_3 , बनता है जो चोकलेटी रंग का भूरा पदार्थ है। यह क्षारों में विलेय है। सोडियम टंगस्टेट के विलयन को हाइड्रोजन सलफाइड से संतृप्त करने के बाद अम्ल से प्रभावित करने पर भी टंगस्टन त्रिसलफाइड बनता है।

नाइट्राइड और फॉस्फाइड—टंगस्टन धातु को अमोनिया के प्रवाह में गरम करने पर टंगस्टन नाइट्राइड, WN_2 या W_2N_3 , बनता है। गरम टंगस्टन चूर्ण पर फॉस्फोरस की वाष्पें प्रवाहित करने पर हरे रंग का फॉस्फाइड बनता है।

टंगस्टन का उपयोग—टंगस्टन के बने तन्तुओं का उपयोग बिजली की लैम्पों में होता है। टंगस्टन पत्रों का उपयोग बेतार के तार के एम्प्लीफायर (प्रवर्धक) बनाने में होता है।

बल्बों में वेल्सबाक (Welsbach) ने १८६८ ऑक्सिमियम तारों का उपयोग किया पर ये तार बड़े महँगे पड़ते थे। १९०३ में सीमन्स-हाल्स्क (Siemens Halske) ने टैंटलम के तन्तुओं का उपयोग किया। पर बाद को बल्बों में मकड़ी के जाले के समान बुने हुये टंगस्टन तारों का उपयोग होने लगा।

टंगस्टन का उपयोग अनेक मिश्रधातुओं में भी होता है। इनमें से फेरोटंगस्टन और टंगस्टन-इस्पात बहुत महत्व के हैं।

यूरेनियम, U

[Uranium].

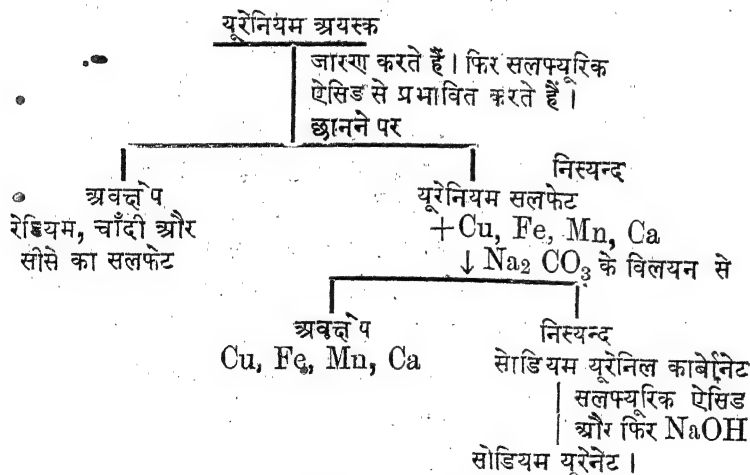
पिचब्लैंड नामक खनिज बहुत दिनों से परिचित रहा है, पर इसके संगठन के संबंध में रसायनज्ञों में मतभेद रहा। सन् १७८६ में क्लैप्रॉथ (Klaproth) ने यह बताया कि यह खनिज एक “अर्ध-धात्विक पदार्थ” है, जो लोहे, जस्ते और टंगस्टन से भिन्न है। उसने पिचब्लैंड खनिज को नाइट्रिक एसिड में घोला। फिर विलयन में कार्बिक पोटाश आधिक्य में डाला। इस प्रकार एक पीला अवक्षेप आया जो पोटाश के आधिक्य में

विलेय है। इस पीले अवक्षेप के अपचयन करने पर जो पदार्थ मिला उसको क्लैपरॉथ ने एक तत्त्व समझा। इसका नाम उसने यूरेनियम दिया। यह नाम सन् १७८१ में हर्शेल द्वारा आविष्कृत यूरेनस ग्रह के नाम पर दिया गया था।

यूरेनियम के यौगिक रेडियम-धर्मा (radioactive) होते हैं, इस बात की खोज सन् १८९६ में हेनरी बेकरेल (Becquerel) ने की। बाद को रेडियम-धर्मता अन्य तत्त्वों में भी पायी गयी। यूरेनियम के समस्थानिकों का महत्त्व आजकल के युग में अधिक है जब से “परमाणुबम” का आविष्कार हुआ है।

क्लैपरॉथ ने जिस पदार्थ को यूरेनियम तत्त्व समझा था वह वास्तव में यूरेनियम का निम्न ऑक्साइड था। शुद्ध तत्त्व तो पेलिगोट (Peligot) ने १८४१ में प्राप्त किया।

अयस्क—यूरेनियम अनेक दुष्प्राप्य अयस्कों में पाया जाता है। इसके मुख्य अयस्क पिचब्लैंड, U_3O_8 , और कार्नोट्टाइट (Carnotite) हैं। कार्नोट्टाइट का उल्लेख रेडियम के साथ किया जा चुका है। पिचब्लैंड को यूरेनिल यूरेनेट, $UO_2 \cdot 2UO_3$, समझा जा सकता है। अयस्क में रेडियम, चाँदी, सीसा, ताँबा, लोहा आदि अपद्रव्य होते हैं—

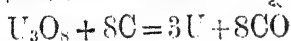


इस प्रकार प्राप्त शुद्ध “सोडियम यूरेनेट” $Na_2U_2O_7 \cdot 6H_2O$ बाज़ार में बिकता है।

इसके विलयन में अमोनियम कार्बोनेट और अमोनियम हाइड्रोक्साइड

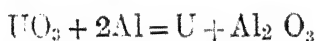
मिलाने पर अमोनियम यूरेनेट बनता है। अमोनियम यूरेनेट के मणिभों को तपाने पर यूरेनियम ऑक्साइड, U_3O_8 , मिलता है।

धातु प्राप्ति—(१) बिजली की भट्टी में यूरेनियम ऑक्साइड, U_3O_8 , को कोयले के साथ अपचित करने पर यूरेनियम धातु मिलती है—



इस धातु में थोड़ा सा कार्बन मिल जाता है। इसे अलग करने के लिये प्राप्त धातु को थोड़े से U_3O_8 के साथ टाइटेनियम की विद्यमानता में गरम करते हैं। टाइटेनियम की विद्यमानता में यूरेनियम नाइट्रोजन के साथ संयुक्त होने से बचा रहता है।

(२) यूरेनियम के ऑक्साइड, UO_2 या UO_3 को ऐल्यूमीनियम के साथ तपाने पर भी धातु बनती है (गेल्डश्मिट की तापन विधि) —



(३) सोडियम यूरेनियम क्लोराइड के विद्युतविच्छेदन से (हाइड्रोजन के वातावरण में) भी यूरेनियम धातु मिलती है।

धातु के गुण—यूरेनियम धातुओं के गुणों में बड़ा मतभेद मिलता है क्योंकि ये गुण अपद्रव्यों पर बहुत निर्भर हैं। ड्रिग्स (Driggs) और लिंल्लिनडाल (Lilliendahl) का अतिशुद्ध यूरेनियम श्वेत (ताजे कूटे पृष्ठ पर) और इस्पात के समान रूप का है। हवा में खुले रख छोड़ने पर यह भूरा पड़ जाता है। इसका द्रवणांक 1680° है। गली हुई धातु का घनत्व 19.8 है। 0° पर आपेक्षिक ताप 0.0276 है। यह धातु थोड़ी सी अनुचुम्बकीय है।

धातु का मर्दन चूर्ण स्वतः हवा में जल उठता है। क्लोरीन में 140° पर और फ्लोरीन में साधारण तापक्रम पर ही जल उठता है। 1000° पर नाइट्रोजन में भी जलता है। ठंडे पानी को धीरे धीरे और उबलते पानी को यह शीघ्र विभक्त करता है। रक्ततप्त होने पर यह अमोनिया को विभक्त कर देता है—हाइड्रोजन मुक्त हो जाता है। हलके हाइड्रोक्लोरिक और हलके सल्फ्यूरिक एसिडों के साथ हाइड्रोजन गैस देता है—



सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर गन्धक द्विऑक्साइड निकलता है। यूरेनियम चूर्ण नाइट्रिक एसिड के योग से नाइट्रोजन के ऑक्साइड देता है।

यूरेनियम के ८ समस्थानिक पाये गये हैं—२३८, २३६, २४०, २३४, २३७, २३५, २३३ और २३६ । यूरेनियम लवणों के विलयनों में विशेष हरी आभा होती है । इसके रेडियोएक्टिव गुण तो प्रसिद्ध हैं ही ।

यौगिक—मॉलिबडीनम या टंगस्टन के समान यूरेनियम की भी यौगिकों में कई संयोज्यतायें—२, ३, ४, ५, ६ और ८—हैं । उन दोनों धातुओं की अपेक्षा यूरेनियम में भास्मिकता अधिक है—इसका त्रिऑक्साइड थोड़े से ही यूरेनेट बनता है । यूरेनस लवणों की संयोज्यता ४ है । ६ संयोज्यता का सीधा यौगिक के UF है, पर यूरेनेट और यूरेनिल लवणों में यह संयोज्यता अधिक व्यक्त होती है । यूरेनिल मूल, UO_2^{++} , द्विसंयोज्य है ।

नीचे के सारणी में यूरेनियम लवणों का सारांश दिया गया है—

संयोज्यता	ऑक्साइड	प्रकृति	लवण	रंग	विशेष
२	UO	भास्मिक	UF ₂ , US	—	एक-सलफाइड
३	U ₂ O ₃	„	UCl ₃ , U ₂ S ₃ , UH (SO ₄) ₂	लाल से भूरे तक	त्रिक्लोराइड
४	UO ₂	„	UCl ₄ , US ₂ , U(SO ₄) ₂	नीले से हरे तक	यूरेनस लवण
५	U ₂ O ₅	„	UCl ₅ , UBr ₅	लाल से भूरे तक	पंचक्लोराइड
६	UO ₃	थोड़ा सा भास्मिक	UF ₆	हलका पीला	षट् फ्लोराइड
		भास्मिक	UO ₂ (N ^o O) ₂ , UO ₂ SO ₄	पीली से हरी आभा तक	यूरेनिल लवण
		आम्ल	Na ₂ UO ₄ , Na ₂ U ₂ O ₇ , Na ₂ U ₃ O ₁₀ , Na ₂ U ₅ O ₁₆	लाल से हरा पीला सुनहरा नारंगी	यूरेनेट द्विरेनेट त्रियूरेनेट पंचयूरेनेट
८	UO ₄ (?)	आम्ल	(Na ₂ O ₂) ₂ · UO ₄ · 8H ₂ O	पीला	परयूरेनेट

ऑक्साइड—यूरेनियम का हरा ऑक्साइड, U₃O₈, है जो पिचब्लैंड में होता है । यह अमोनियम यूरेनेट या किसी भी यूरेनियम ऑक्साइड को

हवा में 700° तक गरम करने पर मिलता है। यह तप्त आँक्साइड एसिड में कठिनता से घुलता है।

ऊपर वाले हरे आँक्साइड, U_3O_8 , को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर द्विआँक्साइड, UO_2 , बनता है। यह भूरे या ताम्र वर्ण का है। हवा में जल कर यह U_3O_8 बन जाता है।

यूरेनिल अमोनियम कार्बोनेट या अमोनियम यूरेनेट को $250-300^{\circ}$ तक गरम करने पर यूरेनियम त्रिआँक्साइड, UO_3 , बनता है। यूरेनिल नाइट्रेट के गरम करने पर भी यह बनता है। इसका रंग नारंगी से लाल तक होता है। पानी के योग से यह शीघ्र यूरेनिक एसिड, H_2UO_4 , देता है जिसके लवण यूरेनेट, Na_2UO_4 , कहलाते हैं। यूरेनिल लवणों के विलयनों में क्षारों के विलयन मिलाने पर क्षार तत्त्वों के यूरेनेटों का अवक्षेप आता है—

$UO_2(NO_3)_2 + 4NaOH = Na_2UO_4 + 2NaNO_3 + 2H_2O$
यूरेनिल नाइट्रेट के विलयन में हाइड्रोजन परीक्साइड का हल्का विलयन छोड़ने पर परयूरेनिक एसिड, $UO_2 \cdot 2H_2O$, बनता है।

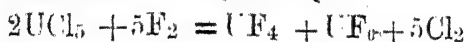
यूरेनस लवणों के विलयन में कार्बिक सोडा छोड़ने पर यूरेनस हाइड्रॉक्साइड, $U(OH)_4$, का हल्का लाल-भूरा अवक्षेप आता है—



यूरेनिल नाइट्रेट को यदि निरपेक्ष एल्कोहल में घोल कर धीरे धीरे खुलाया जाय तो यूरेनिक हाइड्रॉक्साइड, (द्विहाइड्रेट), $UO_2(OH)_2 \cdot H_2O$, बनता है।

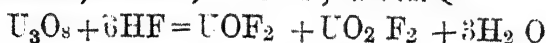
फ्लोराइड—फ्लोरीन के योग से यूरेनियम प्रातु मुख्यतः यूरेनस फ्लोराइड, UF_4 , देता है। यह यौगिक U_3O_8 पर हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के योग से भी बनता है। यह हरे रंग का अविलेय अमणिभ चूर्ण है।

यूरेनियम पट्फ्लोराइड, UF_6 , पट्संयोज्य यूरेनियम का अकेला ऐसा लवण है जिसमें ऑक्सीजन न हो। यूरेनियम पंचक्लोराइड पर -80° पर फ्लोरीन के योग से यह बनता है—



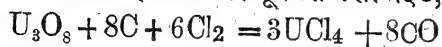
इसका क्वथनांक 56.2° है। इसके मणिभ हल्के पीले रंग के होते हैं। यह जलग्राही और पानी में विलेय है।

हरे आँक्साइड, U_3O_8 , पर हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के योग से यूरेनिल (या यूरेनस ऑक्सिड) फ्लोराइड, UO_2F_2 , भी बनता है—



इनमें यूरेनस ऑक्सिडफ्लोराइड, UO_2F_2 , पीले रंग का है, और UOF_2 की अपेक्षा अधिक विलेय है।

क्लोराइड—यूरेनियम धातु और क्लोरीन के योग से UCl_3 , UCl_4 , UCl_5 और $UO_2 Cl_2$ बनते हैं। हरे ऑक्साइड, U_3O_8 , और कार्बन के मिश्रण पर क्लोरीन प्रवाहित करने पर यूरेनस क्लोराइड, UCl_4 , बनता है—



इसके सुन्दर हरे अष्टफलकीय मणिभ होते हैं। पानी में यह अच्छी तरह विलेय है। यह प्रबल अपचायक है।

क्लोरीन और यूरेनस क्लोराइड के योग से पंचक्लोराइड, UCl_5 , बनता है जिसके हरे मणिभ सुई की आकृति के होते हैं। यूरेनस क्लोराइड को हाइड्रोजन से अपचित करने पर यूरेनियम त्रिक्लोराइड, UCl_3 , बनता है।

यूरेनियम द्विऑक्साइड, UO_2 , को शुष्क क्लोरीन के प्रवाह में रक्त ताप तक गरम करने पर यूरेनिल क्लोराइड, $UO_2 Cl_2$, बनता है, जिसके जलग्राही पीले मणिभ होते हैं। यह द्विगुण लवण जैसे $2KCl \cdot UO_2 Cl_2 \cdot 2H_2O$, भी बनाता है।

यूरेनियम ब्रोमाइड UBr_3 , UBr_4 और यूरेनिल ब्रोमाइड, $UO_2 Br_2$ और आयोडाइड, UI_4 और $UO_2 I_2$, भी ज्ञात हैं।

सल्फाइड—यूरेनिल नाइट्रेट के विलयन में अमोनियम सल्फाइड डालने पर यूरेनिल सल्फाइड, $UO_2 S$, का गहरा भूरा अवक्षेप आता है। यह अम्ल में विलेय है।

सल्फेट—यूरेनियम के हरे ऑक्साइड, U_3O_8 , को हलके सल्फ्यूरिक एसिड में घोल कर एलकोहल मिलाने पर अष्टफलकीय यूरेनस सल्फेट, $U(SO_4)_2$, बनता है जिसमें पानी के ६ अणु तक होते हैं।

यूरेनिल नाइट्रेट को सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर यूरेनिल सल्फेट, $UO_2 \cdot SO_4 \cdot 3H_2O$, बनता है जिसके पीले-हरे रंग के मणिभ होते हैं।

नाइट्रेट—साधारणतया जिसे यूरेनियम नाइट्रेट कहा जाता है वह यूरेनिल नाइट्रेट, $UO_2 (NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, है। यह यूरेनियम का सबसे प्रसिद्ध लवण है। यूरेनियम के किसी भी ऑक्साइड, को नाइट्रिक एसिड में घोलने पर यह बनता है। इसके नींबू के रंग के पीले मणिभ होते हैं। यह जलग्राही और पानी में विलेय है। इनमें सुन्दर आभा होती है।

नाइट्राइड और कार्बाइड—यूरेनियम 1000° पर नाइट्रोजन से युक्त होकर नाइट्राइड, U_3N_4 , देता है। यह यूरेनियम कार्बाइड और अमोनिया के योग से भी बनता है।

यूरेनियम धातु कार्बन से आसानी से युक्त होकर कार्बाइड, UC_2 , देती है। इसमें धातु की-सी चमक होती है। आग लगाने पर यह जल उठता है। 370° पर ऑक्सीजन में जलने पर यह U_3O_8 देता है।

कार्बोनेट और ऐसीटेट—सोडियम यूरेनेट में सोडियम बाइकार्बोनेट मिलाने पर यूरेनियम सोडियम कार्बोनेट, $UO_2 \cdot CO_3 \cdot 2Na_2CO_3$, बनता है। सोडियम कार्बोनेट और यूरेनिल ऐसीटेट के योग से भी यह बनता है।

यूरेनिल ऐसीटेट, $UO_2 (CH_3COO)_2 \cdot 2H_2O$, का महत्व यूरेनिल नाइट्रेट के समान ही है। यह यूरेनिल हाइड्रोक्साइड या ऑक्साइड को ऐसीटिक एसिड में घोलने पर बनता है।

प्रश्न

- क्रोमियम, मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम इन चारों की तुलना संक्षेप में करो।
- क्रोमियम धातु कैसे तैयार करते हैं ? इस धातु के गुण लिखो।
- प्राकृतिक क्रोमाइट अयस्क क्या है ? क्रोमाइट अयस्क से पोटैशियम द्विक्रोमेट कैसे तैयार करते हैं ? इस यौगिक के प्रमुख गुण और उपयोग बताओ। पोटैशियम द्विक्रोमेट से क्रोम फिटकरी, क्रोमिक ऑक्साइड और पोटैशियम क्रोमेट कैसे तैयार करेंगे ? (आगरा, १९४२)
- प्रकृति में क्रोमियम किस रूप में पाया जाता है ? इसके अयस्क से $K_2Cr_2O_7$ कैसे तैयार करते हैं ? क्रोमियम धातु और क्रोमिल क्लोराइड कैसे बनाते हैं ? क्रोमियम के प्रमुख उपयोग बताओ। (काशी, १९४०)
- क्रोम-लोड प्रस्तर से आरम्भ करके किस प्रकार (क) $Na_2Cr_2O_7$, (ख) $K_2Cr_2O_7$, (ग) क्रोम फिटकरी, और (घ) क्रोमियम बनाओगे ? (प्रयाग, १९४४)
- पोटैशियम द्विक्रोमेट की (क) सोडियम हाइड्रोक्साइड विलयन, (ख) H_2S , (ग) $AgNO_3$ और (घ) आम्ल हाइड्रोजन परीक्साइड विलयनों के साथ क्या प्रतिक्रियाएँ होती हैं ? (आगरा, १९३४)
- मॉलिबडीनम धातु मालिबडेनाइट से कैसे तैयार करेंगे ? इसकी तुलना क्रोमियम धातु से करो।
- अमोनियम मॉलिब्डेट क्या है ? फॉस्फेटों की पहचान में इसका क्या उपयोग है ?
- मॉलिबडीनम के विभिन्न ऑक्साइडों का वर्णन दो। इसका सल्फाइड कैसे तैयार करते हैं ?
- टंगस्टिक एसिड कैसे बनाते हैं ? टंगस्टन और मॉलिबडीनम के यौगिकों की तुलना करो।
- पिचब्लैंड और कार्बोनाइट में से यूरेनियम यौगिक कैसे पृथक् करते हैं ?
- यूरेनिल यौगिकों का सूक्ष्म परिचय दो।

अध्याय २२

सप्तम समूह के तत्त्व—(१) हैलोजन

फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन

[Fluorine, Chlorine, Bromine and Iodine]

आवर्त संविभाग के सातवें समूह मुख्यतः अधातु तत्त्व हैं जिनकी संयोज्यता एक है। एक उपसमूह में मैंगनीज़, मैसूरियम और रैनियम नामक तीन धातु तत्त्व भी हैं।

फ्लोरीन—क्लोरीन—
 मैंगनीज़ — मैसूरियम — रैनियम... (क उपसमूह)
 — ब्रोमीन — आयोडीन ... (ख उपसमूह)

इन तत्त्वों में से फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन ये चार तत्त्व लवण बनाने के काम में विशेष आते हैं। अतः इन्हें “लवणजन” अथवा हैलोजन कहते हैं। हैलोजन शब्द का अर्थ लवण बनानेवाला है।

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—इन तत्त्वों का ऋणाणु-उपक्रम नीचे दिया जाता है —

ख-उपसमूह

६ फ्लोरीन (F)— $1s^2. 2s^2. 2p^4$.

१७ क्लोरीन (Cl)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4$

३५ ब्रोमीन (Br)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^5. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4$

५३ आयोडीन (I)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^6. 4d^{10}. 5s^2. 5p^4$.

क-उपसमूह

२५ मैंगनीज़ (Mn)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^5. 4s^2$.

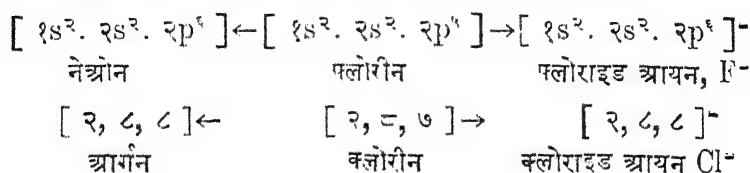
४३ मैसूरियम (Ma)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^6. 4d^5. 5s^2$.

७५ रैनियम (Re)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^6. 4d^{10}. 4f^5. 5s^2. 5p^6. 5d^4. 6s^2$

इस ऋणाणु उपक्रम के देखने से स्पष्ट है कि बाह्यतम कक्ष में सभी हैलोजन तत्त्वों में ऋणाणुओं की $s^2 p^4$ स्थिति है। एक ऋणाणु और लेकर यह कक्ष संतृप्त हो जाता है (‘पूरे ८ ऋणाणु हो जाते हैं’)। यह या तो शून्य समूह के तत्त्वों में होता है, अथवा हैलाइड आयनों में—



क- उपसमूह के तत्त्व मैंगनीज़, मैग्नीशियम और रैनियम हैलोजनों से सर्वथा भिन्न हैं। इनके बाह्यतम कक्ष में s^2 ऋणाणु हैं, अतः स्थायी यौगिकों में इनकी संयोज्यता दो है (मैंगनस सल्फेट आदि में)। बाह्यतम कक्ष से पूर्व के उपकक्ष में $s^2. p^6. d^4$ स्थिति है जिसमें d की स्थिति संतृप्त नहीं है।

मैंगनीज़ और हैलोजनों में भी थोड़ी सी समानता की झलक मिल जाती है। पर यह अपवादरूप से ही समझनी चाहिये। मैंगनीज़ के उच्चतम ऑक्साइड, $Mn_2 O_7$, में इसकी संयोज्यता ७ है। इसी प्रकार क्लोरीन का उच्चतम ऑक्साइड, $Cl_2 O_7$, भी ज्ञात है जिसमें संयोज्यता ७ है। आयोडीन का भी एक ऑक्साइड $I_2 O_7$ है। मैंगनीज़ के परमैंगनिक ऐसिड का लवण परमैंगनेट, $KMnO_4$, पोटैसियम परक्लोरेट $KClO_4$ का समरूप है। रजत परक्लोरेट और रजत परमैंगनेट दोनों ही पानी में बहुत कम विलेय हैं।

लवणजन तत्त्वों की समानतायें—सप्तम समूह में फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन ये चार लवणजन तत्त्व हैं। इनमें से फ्लोरीन और क्लोरीन तो साधारण तापक्रम पर गैस हैं, पर ब्रोमीन धूमवान द्रव है और आयोडीन वाष्पशील ठोस पदार्थ है।

फ्लोरीन का रंग हलका पीला, क्लोरीन का पीला-हरा, ब्रोमीन का लाल-भूरा और आयोडीन का चटक बैंगनी है।

नीचे की सारणी में हैलोजन तत्त्वों के भौतिक गुण दिये जाते हैं—

परमाणु संख्या	तत्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	क्वथनांक	आपेक्षिक ताप
९	फ्लोरीन	F	१९.०	१.११/-१८७°	-२३३°	-१८७°	—
१७	क्लोरीन	Cl	३५.४६	२.४९/०°	-१००.६°	-३४.५°	०.२२६
३५	ब्रोमीन	Br	७९.९२	३.१०२/२५°	-७.२°	५८.८°	०.१०७
५३	आयोडीन	I	१२६.९३	४.९५	११३.५°	१८४.४°	०.०५४

इस सारणी से स्पष्ट है कि इस श्रेणी में ज्यों ज्यों परमाणुभार बढ़ता जाता है, तत्वों के घनत्व बढ़ते जाते हैं और द्रवणांक और क्वथनांक भी ऊँचे होते जाते हैं। पर आपेक्षिक ताप क्रमशः कम होता जाता है।

नीचे हम इन तत्वों के परमाणुव्यासार्ध और आयनिक व्यासार्ध देते हैं—

तत्व	परमाणु व्यासार्ध (10^{-8} से० मी०)	आयनिक व्यासार्ध (10^{-8} से० मी०)	
		वास्तविक	व्यावहारिक
फ्लोरीन	०.६६	०.७४	१.३३
क्लोरीन	१.०७	०.९५	१.८१
ब्रोमीन	१.१६	१.०२	१.९६
आयोडीन	१.३६	१.१२	२.२०

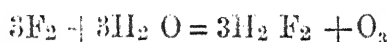
इससे स्पष्ट है कि ज्यों ज्यों परमाणुभार बढ़ता जाता है, परमाणुओं का व्यासार्ध और उनकी आयनों का व्यासार्ध भी बढ़ता जाता है। व्यासार्ध के बढ़ने का एक प्रभाव यह पड़ता है कि बाह्यतम कक्ष के ऋणाणु धनात्मक केन्द्र से दूर पहुँच जाते हैं, अतः उनका परस्पर आकर्षण कम पड़ जाता है। इसके अनुसार ही हम देखते हैं कि फ्लोराइड आयन, F^- , अधिकतम स्थायी है, पर आयोडाइड आयन, I^- , जल्दी से उपचित होकर मुक्त आयोडीन देता है।

हैलोजन तत्वों की क्रमशः गुणवृद्धि निम्न प्रकार भी देखी जा सकती है। पोटैसियम फ्लोराइड ($\frac{1}{2} K_2 F_2$) का रचना-ताप (heat of formation) ११८ बृहदकैलॉरी है, पोटैसियम क्लोराइड (KCl) का १०४.३; पोटैसियम ब्रोमाइड (KBr) का ९५.१ और पोटैसियम आयोडाइड (KI) का ८०.१ है। इससे स्पष्ट है कि ज्यों ज्यों परमाणुभार बढ़ता है, रचना-ताप

कम होता जाता है, जिससे यह प्रत्यक्ष है कि फ्लोरीन की क्रियाशीलता सबसे अधिक और आयोडीन की सबसे कम है।

स्थापन प्रतिक्रियाओं से भी यह बात स्पष्ट होती है। किसी ब्रोमाइड या आयोडाइड में क्लोरीन गैस मिलायी जाय, तो यह ब्रोमीन और आयोडीन दोनों को स्थापित कर देगी, पर क्लोरीन गैस फ्लोराइडों में से फ्लोरीन को मुक्त नहीं कर पाती। ब्रोमीन गैस आयोडाइड के आयोडीन को स्थापित कर सकती है पर अन्य हैलाइडों पर इसका असर नहीं होता। फ्लोरीन गैस तो क्लोराइडों के क्लोरीन को भी स्थापित कर देती है।

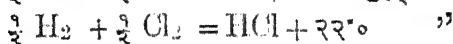
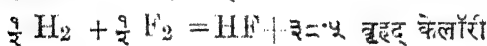
हाइड्रोजन के योग से ये हैलाजन हाइड्र-ऐसिड बनाते हैं। फ्लोरीन तो अंधेरे में भी उग्रता के साथ हाइड्रोजन से संयुक्त होकर हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड देता है। हाइड्रोजन के प्रति इसका इतना स्नेह है कि यह पानी का हाइड्रोजन भी ले लेता है—



क्लोरीन हाइड्रोजन के साथ प्रकाश में (अथवा गरम करने पर) संयुक्त होता है, ब्रोमीन के साथ यह प्रतिक्रिया धीरे-धीरे होती है। हाइड्रोजन और आयोडीन के बीच में प्रतिक्रिया तो उत्कमणीय है, और कभी पूरी तरह से सम्पादित नहीं होती—



इन प्रतिक्रियाओं में जो ताप उत्पन्न होता है, उससे भी यह स्पष्ट है कि फ्लोरीन सबसे अधिक क्रियाशील है—



हाइड्रोजन और आयोडीन वाला प्रतिक्रिया में ताप का विसर्जन नहीं, बल्कि शोषण होता है।

वस्तुतः ऐसिडों की इस श्रेणी में हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड अपवाद है। ८०° के नीचे गैस अवस्था में भी इसका सूत्र HF नहीं, प्रत्युत H₂F₂ है। यह दो श्रेणियों के लक्षण, KHF₂ और K₂F₂ देता है। इसीलिये इसका क्वथनांक की श्रेणी में अपवाद है—

ऐसिड	H ₂ F ₂	HCl	HBr	HI
क्वथनांक	१६.४°	-८३°	-६७.५°	-३५.५°

जस्ता और मेगनीशियम इसी अपवाद के कारण हाइड्रोफ्लोरिक एसिड से उस उग्रता से प्रतिक्रियाएँ नहीं करते (हाइड्रोजन उतने वेग से नहीं निकलता) जितना कि अन्य हाइड्रोजन-एसिडों के साथ।

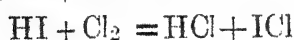
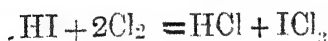
फ्लोरीन ऑक्सीजन के साथ F_2O और F_2O_2 यौगिक देता तो है पर ये उतने स्थायी नहीं हैं जितने कि अन्य हैलोजनों के ऑक्साइड, फ्लोरीन का ऑक्सि-एसिड तो संदिग्ध ही है।

तत्व	ऑक्सि-यौगिक
F	NF_2O , F_2O_2
Cl	Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 , Cl_2O_7 $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$
Br	Br_2O , BrO_2 $HBrO$, $HBrO_3$
I	I_2O_4 , I_2O_5 , I_4O_9 HIO , HIO_3 , H_5IO_6

हैलोजनों के परस्पर यौगिक (अन्तर-हैलोजन यौगिक)—गैसावस्था में अथवा द्रव और विलयनावस्था में भी कई हैलोजन संयुक्त होकर अन्तर-हैलोजन यौगिक बनाते हैं। इन कुछ यौगिकों के कथनांक और द्रवणांक नीचे दिये जाते हैं—

यौगिक	कथनांक	द्रवणांक
IF_5	47°	-8°
IF_7	6°	-4.5°
ICl_3	?	101.1° वायुमंडल
ICl	26.8°	27.2° (एलफा)
IBr	116°	36°
BrF	20°	-33°
BrF_3	127°	-55°
BrF_5	40.5°	-61.3°
$BrCl$	5°	-66.3°
ClF	-100°	-156°
ClF_3	13°	-53°

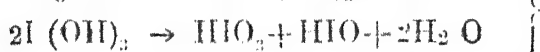
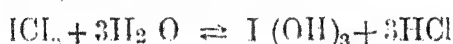
क्लोरीन और फ्लोरीन को साथ साथ गरम करने पर क्लोरीन फ्लोराइड बनते हैं। ClF और ClF_3 दोनों नीरंग गैसों हैं। आयोडाइड को क्लोरीन से अभिचि करने पर आयोडीन क्लोराइड, ICl , और ICl_3 , बनते हैं—



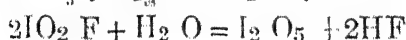
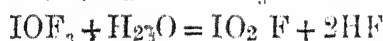
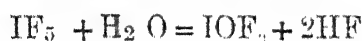
आयोडेट, हाइड्रोआयोडिक ऐसिड और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से भी आयोडीन क्लोराइड बनता है—



ये क्लोराइड ठोस पदार्थ हैं। आयोडीन त्रिक्लोराइड, ICl_3 , के सुई के से रवों का रंग नील या नारंगी के रंग सा होता है। ये रवे जलग्राही हैं। दोनों का पानी के योग से विच्छेदन निम्न प्रकार होता है—



आयोडीन और फ्लोरीन के योग से अधिकतर पंचफ्लोराइड, IF_5 , बनता है। ऊँचे तापक्रम पर सप्तफ्लोराइड, IF_7 , भी बनता है। पंचफ्लोराइड 500° पर भी स्थायी है। यह नीरंग धूमवान द्रव है। यह जल के योग से क्रमशः IOF_3 , IO_2F और I_2O_5 देता है—

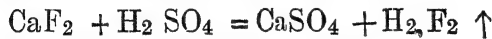


फ्लोरीन, F

[Fluorine]

फ्लोरीन कुछ फ्लोरस्वारों में सुक्त अवस्था में भी पाया जाता है, पर अधिकतर यह फ्लोराइड के रूप में ही मिलता है। फ्लोराइडों में से फ्लोरस्वार, CaF_2 , और क्रायोलाइट, $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$, सबसे अधिक प्रसिद्ध हैं। फ्लोरस्वार के मणिभ घनाकृतिक या अष्टफलकीय पाये जाते हैं। ये नीरंग पारदर्शक रवे प्रकाश पड़ने पर नीले से दमकने लगते हैं। इस दृश्य को फ्लोरेसेंस कहते हैं।

फ्लोरस्पर से परिचय तो पुराना है, पर इसका संगठन बहुत दिनों तक लोगों को ज्ञात न था। सन् १६७० के लगभग नूरेमबर्ग के श्वानहार्ट (Schwanhardt) ने यह उल्लेख किया कि कुछ द्रवों के साथ फ्लोरस्पर काँच पर निशान डालता है। कहा जाता है कि किसी काँच के कारखाने में काम करने वाले एक अंग्रेज़ ने पहली बार १७२० के निकट हाइड्रोफ्लोरिक एसिड बनाया था। सन् १७७१ में शीले (Scheele) ने यह दिखाया कि फ्लोरस्पर एक विचित्र एसिड का कैल्सियम लवण है। शीले ने इस विचित्र एसिड को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ फ्लोरस्पर का खवण (काँच के भभके में) करके तैयार किया था—

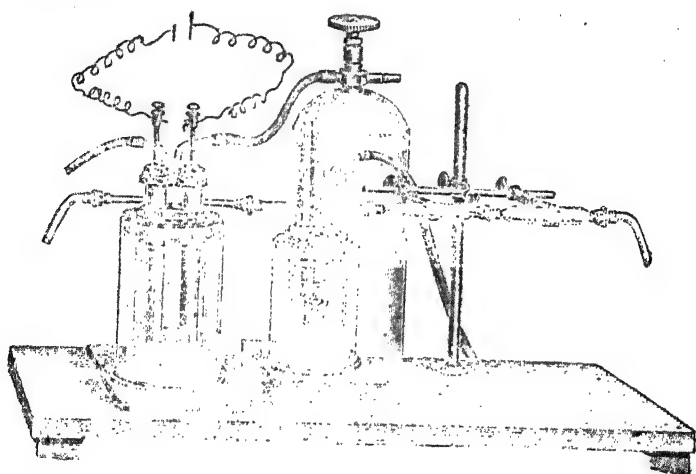
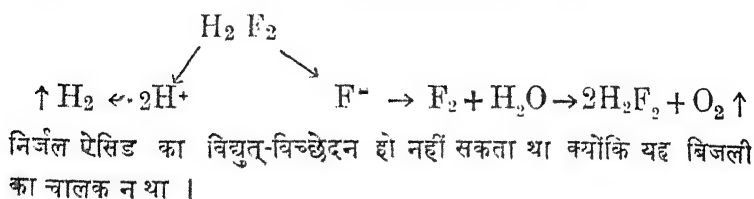


शीले ने यह भी देखा कि काँच का भभका बुरी तरह से खँच गया है। उसे एक ऐसी गैस भी मिली जो पानी के योग से जिलेटिनस सिलिका देती थी।

सन् १७८१ में मेयर (Meyer) ने और १७८३ में वेंज़ल (Wenzel) ने लोहे और सीसे के भभकों का उपयोग करके हाइड्रोफ्लोरिक एसिड का शुद्ध विलयन तैयार किया। सन् १७८६ में शीले ने इसे बनाने में वंग के भभके का प्रयोग किया। सन् १८०६ में गेलूज़ाक (Gay Lussac) और थेनार्ड (Thénard) ने यह विचार प्रस्तुत किया कि यह एसिड किसी अज्ञात मूल का ऑक्साइड है। सन् १८१० में एम्पीयर (Ampere) ने कहा कि यह हाइड्रोजन और किसी अज्ञात तत्व का उसी प्रकार यौगिक है जैसे हाइड्रोक्लोरिक एसिड। फ्लोरस्पर नाम पर इस अज्ञात तत्व का नाम एम्पीयर ने फ्लोरीन रक्खा, और इस प्रकार फ्लोरस्पर को कैल्सियम फ्लोराइड, CaF_2 , माना गया। सन् १८८६ में मोयसाँ (Moissan) ने शुद्ध फ्लोरीन तत्व की प्राप्ति की।

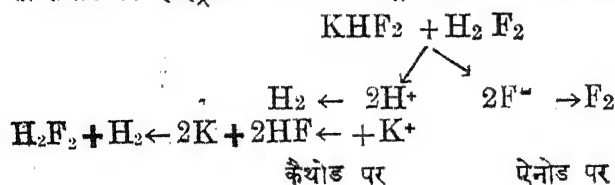
फ्लोरीन की प्राप्ति—(१) फ्लोरीन तत्व को यौगिकों में से पृथक् करना बहुत दिनों तक दुष्कर प्रयास रहा। डेवी, फ्रेमी (Freymy), निकलेस (Nickles) आदि अनेक व्यक्तियों के प्रयत्न असफल रहे। हाइड्रोफ्लोरिक एसिड विघ्न होता है, अतः इस प्रयास में कई रसशों की जान भी चली गयी। प्लैटिनम पात्रों के उपयोग करने पर चोकोलेटी रंग का चूर्ण, PtF_4 मिलता था और यदि कार्बन के पात्रों का प्रयोग किया जाय तो गैसीय फ्लोराइड, CF_4 , बनता था। हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के हलके विलयन

के विद्युत्-विच्छेदन द्वारा फ्लोरीन नहीं प्राप्त किया जा सका क्योंकि विद्युत्-द्वारा पर केवल ऑक्सीजन और हाइड्रोजन गैसों ही मिलती थीं—

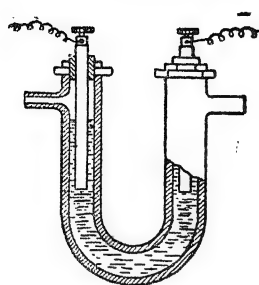


चित्र १२५—मोयसाँ का फ्लोरीन बनाने का उपकरण

मोयसाँ ने अनेक प्रयोगों के अनन्तर यह देखा कि यदि निर्जल हाइड्रो-फ्लोरिक ऐसिड में पोटैसियम हाइड्रोजन फ्लोराइड, KHF_2 , घोला जाय, तो यह बिजली का चालक हो जाता है । यदि इस विलयन का विद्युत् विच्छेदन एक प्लैटिनम-इरीडियम की बनी चुल्लि-नली (U) में प्लैटिनम-इरीडियम मिश्रधातु के विद्युत-द्वारों के साथ किया जाय, और तापक्रम बहुत नीचा रखा जाय (जिससे धातु पर ऐसिड द्वारा न्यूनतम खरोच पड़े), तो कैथोड पर हाइड्रोजन निकलता है, और ऐनोड पर फ्लोरीन ।



सन् १८६६ में मोयसाँ ने यह देखा कि प्लैटिनम-इरीडियम की नली के



स्थान में ताँबे की नली का प्रयोग करना सस्ता पड़ेगा (ताँबे पर फ्लोराइड की एक बार पतली सी तह जम जाती है, यह शेष ताँबे का संरक्षण करती है)। हाँ विद्युत् द्वारा तो प्लैटिनम-इरीडियम मिश्रधातु के ही लेने होंगे।

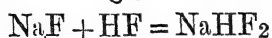
मोयसाँ के उपकरण का चित्र यहाँ दिया गया है। इसमें चुल्लि-नली ३०० C.C. समाई की

चित्र १२६—फ्लोरीन बनाना है। इसमें ६० ग्राम पोटैसियम हाइड्रोजन फ्लोराइड, और २०० C.C. निर्जल हाइड्रोफ्लोरिक एसिड लिया गया। विद्युत् धारों के अवरोधन (insulation) के लिए फ्लोरस्पार की डाटें लाख द्वारा लगायी गयीं। चुल्लि-नली को मेथिल क्लोराइड के द्रव में (जिसका क्वथनांक २३° है) रक्खा गया। ५० वोल्ट पर बिजली प्रवाहित की गयी। ऐनोड पर जो फ्लोरीन निकला उसे प्लैटिनम या ताँबे की कुंडली में होकर प्रवाहित किया गया। वह कुंडली भी मेथिल क्लोराइड द्वारा ठंडी की गयी थी।

(२) गलाये गये पोटैसियम हाइड्रोजन फ्लोराइड, KHF_2 , या $NaHF_2$ के विद्युत्-विच्छेदन से (ताँबे के पात्र में) भी फ्लोरीन मिल सकता है। ताँबे का पात्र ही कैथोड का काम कर सकता है। ऐनोड कार्बन का लिया जा सकता है जिसे छेददार ताँबे के पत्र से ढका रखते हैं।

(३) आजकल V-आकार की २ इंच व्यास की ताँबे की नली में जिसमें ताँबे की टोपियाँ सिरों पर लगी होती हैं, फ्लोरीन तैयार किया जा सकता है। विद्युत्-द्वारा ग्रेफाइट के (३०० × ५ मि. मी.) होते हैं जो टोपियों में लगे होते हैं। इन द्वारों को टोपी में लगाने के लिये बेकेलाइट सीमेंट (३००° तक तपायी) का प्रयोग करते हैं। १२-१८ वोल्ट पर ५-१० ऐम्पीयर की धारा से विद्युत् विच्छेदन किया जाता है।

फ्लोरीन गैस के साथ जो हाइड्रोफ्लोरिक एसिड की वाष्पें आयी हों उन्हें सोडियम फ्लोराइड से भरी चुल्लि-नलियों में सोख लिया जाता है—



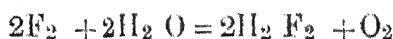
• फ्लोरीन के गुण—यह हलके से पीत-हरे रंग की गैस है। इसकी तीव्र गन्ध क्लोरीन से मिलती जुलती है। फ्लोरीन गैस मोयसाँ और डीवार (Dewar)

ने द्रव वायु द्वारा द्रवीभूत की थी। द्रव फ्लोरीन का क्वथनांक -188° है। फ्लोरीन के वाष्प-घनत्व के आधार पर इसके अणु का सूत्र F_2 ठहरता है।

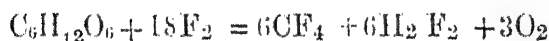
ठोस फ्लोरीन का द्रवणांक -223° है, इसमें पीला रंग होता है, पर -252° तक ठंडे किये जाने पर यह नीरंग हो जाता है।

फ्लोरीन लगभग सभी पदार्थों से सीधे ही संयुक्त हो सकता है; हाँ, नाइट्रोजन और ऑक्सीजन से सीधे संयुक्त नहीं होता। अँधेरे में ही हाइड्रोजन के साथ विस्फुटित होकर हाइड्रोफ्लोरिक एसिड देता है। कोयला भी इस गैस में स्वतः जल उठता है। ब्रोमीन और आयोडीन भी इस गैस में जलते हैं। गन्धक, सेलीनियम, टेल्यूरियम, फॉस्फोरस, आर्सेनिक, सिलिकन और बोरन तो जलते ही हैं। इन प्रतिक्रियाओं में उच्चतम संयोज्यता वाले फ्लोराइड, जैसे CF_4 , SF_6 , PF_5 , SiF_4 , बनते हैं। अधिकांश धातुयें तो साधारण ठंडे तापक्रम पर ही इस गैस के साथ प्रतिक्रियायें करती हैं, और फ्लोराइड CuF , FeF_3 , PtF_4 , आदि बनते हैं।

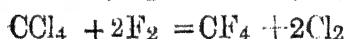
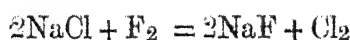
पानी के साथ फ्लोरीन की प्रतिक्रिया होकर ऑक्सीजन और ओजोन दोनों मिलते हैं—



सभी कार्बनिक यौगिक फ्लोरीन गैस में डालने पर जल उठते हैं, और प्रतिक्रिया में कार्बन चतुःफ्लोराइड, CF_4 , हाइड्रोजन फ्लोराइड और ऑक्सीजन बनते हैं—



अगर फ्लोरीन में हाइड्रोफ्लोरिक एसिड बिलकुल न हो, तो इसका काँच पर असर नहीं होता (द्रव वायु द्वारा ठंडा करके एसिड अलग किया जा सकता है)। किसी क्लोराइड में फ्लोरीन मिलाने पर फ्लोराइड बन जायगा और क्लोरीन मुक्त हो जायगा—

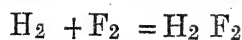


फ्लोरीन प्रबल उपचायक पदार्थ है। जलीय विलयन में इसे प्रवाहित

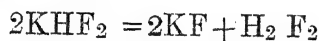
करने पर जो ऑक्सीजन मुक्त होता है वह अत्यन्त क्रियावान् है। यह पोटैसियम क्लोरेट, $KClO_3$, को पोटैसियम परक्लोरेट, $KClO_4$, में परिणत करता है।

पोटैसियम आयोडेट, KIO_3 , और फ्लोरीन के योग से फ्लोरि आयोडेट, $KIO_2 (F_2)$ बनता है, जिसमें एक ऑक्सीजन परमाणु दो फ्लोरीन परमाणुओं द्वारा स्थापित हो गया है। इस प्रकार का स्थापन नायोबेट और टैंगलेटों में भी होता है।

हाइड्रोजन फ्लोराइड या हाइड्रोफ्लोरिक एसिड, $H_2 F_2$ — (१)
यह अँबेरे में ही हाइड्रोजन और फ्लोरीन के योग से बनता है—

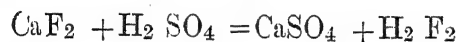


(२) पोटैसियम या सोडियम हाइड्रोजन फ्लोराइड को गरम करने पर भी यह बनता है —



अच्छी तरह निर्जल किये गये लवण को ताँबे या प्लैटिनम के भभकों में गरम करते हैं।

(३) अधिकतर यह फ्लोरस्पाग, CaF_2 , को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करके बनाया जाता है—



इस काम के लिए सीसे के बने भभकों का प्रयोग करते हैं, और रेणुऊष्मक पर गरम करते हैं। जो वाष्प निकलें उन्हें पानी में घोल लेते हैं। यह एसिड काँच को बहुत खरोचता है, अतः इसे मोम की या गटापार्चा की बोतलों में रक्खा जाता है।

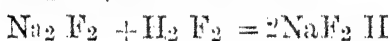
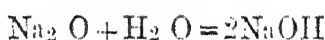
बाजार में जो एसिड बिकता है वह ४० प्रतिशत विलयन है। इसका घनत्व १.३० है। काँच के ऊपर निशान लगाने या लिखने में इसका प्रयोग होता है। काँच के ऊपर पहले पिघला कर मोम लगाते हैं। मोम जब सूख जाय, तो इस पर सुई से खरोंच कर लिखते हैं। अब इस पर यदि हाइड्रोफ्लोरिक एसिड (या पिसे फ्लोरस्पाग और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड का मिश्रण) लगाया जाय, तो खुरचे स्थान पर लिखायी पक्की हो जाती है। थोड़ी देर के बाद मोम को गरमा कर अलग कर लेते हैं।

हाइड्रोफ्लोरिक एसिड नीरंग धूमवान् द्रव है जिसका कथनांक 16.5° है। यह एसिड परम बिपैला है। इसका वाष्पघनत्व 1.6 है, अतः

अणुभार ३६.२ हुआ। इस आधार पर इसका सूत्र $H_2 F_2$ ठहरता है जिससे स्पष्ट है कि यह ऐसिड द्विभास्मिक अम्ल है। अतः यह दो प्रकार के लवण देता है— $K_2 F_2$ और ऐसिड फ्लोराइड KHF_2 , (फ्रेमी लवण—Fremy's salt)।

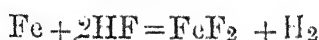
हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड के विलयन को सवण करें तो ३७ प्रतिशत यह यह ऐसिड सान्द्र किया जा सकता है, अधिक नहीं। ३७ प्रतिशत सान्द्रता का ऐसिड 120° पर उबलता है, और इसकी वाष्प में पानी और ऐसिड का जो अनुपात होता है, वही अनुपात विलयन में भी होता है (अतः यह समकाथी मिश्रण है)।

पानी, $H_2 O$ और हाइड्रोजन सल्फाइड, $H_2 S$ में जो संबंध है वही हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में है। पानी के अणु गुणित ($H_2 O$)य होते हैं, और हाइड्रोजन सल्फाइड के नहीं; इसी प्रकार हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड का अणु गुणित, $(HF)_2$, है पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड का नहीं। जैसे पानी का क्वथनांक हाइड्रोजन सल्फाइड के क्वथनांक से कहीं अधिक है, वैसे ही हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड का क्वथनांक (18.5°) हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के क्वथनांक (-85°) से कहीं अधिक है। हाइड्रोजन फ्लोराइड और पानी दोनों अच्छे विघावक हैं, और लवण इनमें घुल कर अच्छी तरह आयन देते हैं। सोडियम ऑक्साइड और सोडियम फ्लोराइड के प्रति पानी और हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड को निम्न प्रतिक्रियाएँ भी इसी प्रकार की समानता प्रदर्शित करती हैं—



हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड निर्बल अम्ल है। इसका विद्युत्-विच्छेदन अधिक नहीं होता, पर फिर भी यह ऐसीटिक ऐसिड की अपेक्षा प्रबल है। (फॉस्फोरिक और सल्फ्यूरिक ऐसिडों की अपेक्षा निर्बल है)।

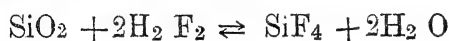
इस ऐसिड का विलयन धातुओं के साथ उग्र प्रतिक्रियाएँ देता है। बहुधा फ्लोराइड बनते हैं—



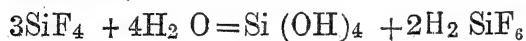
राजसी धातुओं पर इसका असर बहुत कम होता है। इसके जलीय विलयन का गटापार्चा पर असर नहीं होता, पर निर्बल शुद्ध अम्ल इसको

खरोंच डालता है। शुद्ध ऐसिड और इसकी वाष्प परम विषैली हैं। ठंडे निर्जल ऐसिड का अधिकांश धातुओं पर कोई असर नहीं होता।

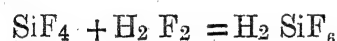
हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और सिलिका, SiO_2 , की प्रतिक्रिया सबसे अधिक महत्व की है। सान्द्र हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और बालू (SiO_2) के योग से सिलिकन फ्लोराइड बनता है—



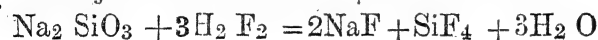
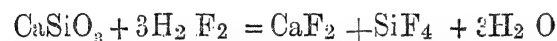
यह पानी के योग से हाइड्रोफ्लोसिलिसिक ऐसिड और जिलेटिनस (रिलष) सिलिसिक ऐसिड देता है।



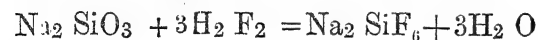
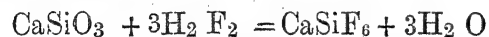
यदि हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड का आधिक्य हो तो सिलिकन फ्लोराइड गैस निकलने नहीं पाती। यह हाइड्रोफ्लोसिलिसिक ऐसिड बन जाती है—



काँच पर भी प्रतिक्रिया इसी प्रकार की होती है। साधारण काँच सोडियम-कैल्सियम सिलिकेट, $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CaSiO}_3$, है। सान्द्र ऐसिड के साथ यह सिलिकन फ्लोराइड आदि देता है—



पर यदि हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड के विलयन का उपयोग किया जाय तो सिलिकोफ्लोराइड बनते हैं—

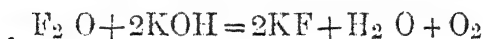


फ्लोरीन ऑक्साइड—तीन फ्लोरीन ऑक्साइड, F_2O , FO और F_2O_2 ज्ञात हैं। यदि क्रास्टिक सोडा के २ प्रतिशत विलयन में फ्लोरीन गैस बुदबुदायी जाय, तो एक गैस निकलेगी जिसमें ७० प्रतिशत फ्लोरीन ऑक्साइड, F_2O , है—



क्लोरीन और क्रास्टिक सोडा की प्रतिक्रिया से सोडियम हाइपोक्लोराइट बनता है, पर यह प्रतिक्रिया भिन्न है। कोई भी हाइपोक्लोराइट यौगिक ज्ञात नहीं है।

फ्लोरीन आक्साइड गैस है, जिसमें फ्लोरीन की सी ही तीव्र गन्ध है। यह पानी में बहुत कम घुलता है। यह पानी या काँच के योग से विभक्त नहीं होता। कार्बिक पोटाश के योग से यह धीरे धीरे ऑक्सीजन देता है—



इस प्रकार यह प्रबल उपचायक है।

द्विफ्लोरीन द्विआक्साइड, $F_2 O_2$ — यदि फ्लोरीन और ऑक्सीजन का मिश्रण १५-२० मि०मी० दाब पर लिया जाय और द्रव वायु से ठंढा करके इसमें विद्युत् विसर्ग प्रवाहित किया जाय तो यह आक्साइड मिलता है। यह भूरी गैस है। यदि तापक्रम -१००° से ऊँचा हुआ, तो यह ऑक्सीजन और फ्लोरीन में विभक्त हो जाता है।

फ्लोराइडों की पहिचान — यद्यपि अन्य रजत हैलाइड अविलेय हैं, पर रजत फ्लोराइड विलेय है। इसी प्रकार यद्यपि अन्य कैल्सियम हैलाइड विलेय हैं, कैल्सियम फ्लोराइड अविलेय है। यदि किसी फ्लोराइड के चूर्ण में थोड़ी सी बालू मिला कर सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ गरम किया जाय तो मिश्रण कुछ तिलहा सा हो जायगा। जो वाष्प गरम करने पर निकलें, उनमें पानी से भागी काँच की छड़ रखो। इस छड़ पर जहाँ पानी की बूँद होगी, वहाँ सफेद लुआवदार बिलिस्मिक ऐसिड का अवक्षेप बन जायगा।

फ्लोरेट — सोडियम हाइड्रोक्साइड और सोडियम फ्लोराइड के मिश्रण को गला कर यदि इसका विद्युत् विच्छेदन करें, तो एक पदार्थ मिलता है जिसे फ्लोरेट, $NaFO_3$, मानते हैं। इसी प्रकार रजत फ्लोरेट, $Ag FO_3$, भी प्राप्त किया गया है। ये फ्लोरेट प्रबल उपचायक पदार्थ हैं।

क्लोरीन, Cl

[Chlorine]

सन् १६५८ की बात है कि ग्लौबर (Glauber) ने साधारण नमक को सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ स्रवित किया। ऐसा करने पर उसे सफेद धुआँ मिला जो पानी में विलेय था। इसका विलयन आम्ल था। इसे “स्पिरिट आव् साल्ट” अथवा नमक का तेज़ाब नाम दिया गया। भभके में जो पदार्थ बचा उसके मणिभीकरण से जो लवण मिला उसे ग्लौबर का लवण अब तक कहा जाता है।

सन् १७७२ में प्रीस्टले (Priestley) ने भी इस गैस की (जो सल्फ्यूरिक एसिड और नमक को गरम करने पर मिली थी) मीमांसा की। उसने कहा है कि यह गैस पारे के ऊपर इकट्ठा की जा सकती है, और यह स्थायी गैस है। परन्तु यह गैस पानी में बहुत विलेय है। घुल कर जो तेज़ाब बनता है, उसका नाम मेराइन एसिड या स्यूरियेटिक एसिड रक्खा। लैटिन में स्यूरिया का अर्थ नमक है।

यह वह युग था जब कि प्रत्येक एसिड में ऑक्सीजन का होना अनिवार्य समझा जाता था (“ऑक्सीजन” शब्द का अर्थ ही “अम्लोत्पादक” है)। इस आधार पर लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने भी यह धारणा प्रस्तुत की कि इस नमक के तेज़ाब में ऑक्सीजन अवश्य है।

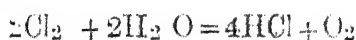
सन् १७७४ में शीले (Scheele) ने मैंगनीज़ के काले ऑक्साइड पर स्यूरियेटिक एसिड (नमक के तेज़ाब) की प्रतिक्रिया देखी। उसने यह देखा कि मैंगनीज़ ऑक्साइड ठंडे तेज़ाब में घुल कर गहरे भूरे रंग का विलयन देता है। इसे यदि गरम किया जाय तो हरित-पीत रंग की एक गैस निकलती है। इस गैस में अम्लराज (aqua regia) की सी तीक्ष्ण गन्ध है। यह गैस फूल-पत्तियों के रंग को उड़ा देती है। शीले ने यह समझा कि यह गैस वह स्यूरियेटिक एसिड है जिसका फ्लोजिस्टन मैंगनीज़ ने अलग कर दिया है। शीले हाइड्रोजन को फ्लोजिस्टन समझता था। अतः उसका कहना ठीक था कि यह गैस (स्यूरियेटिक एसिड—हाइड्रोजन) है।

सन् १७८५ में बर्थोल्ले (Berthollet) ने एक और प्रयोग किया। उसने इस नयी गैस को पानी में घोला, और विलयन को धूप में रक्खा। प्रकाश की प्रतिक्रिया से विलयन में से ऑक्सीजन गैस निकली और विलयन में स्यूरियेटिक एसिड बच रहा। अतः भूल से बर्थोल्ले ने यह समझा कि यह गैस स्यूरियेटिक एसिड और ऑक्सीजन से बना यौगिक है। उसने इसका नाम ऑक्सि-स्यूरियेटिक एसिड रक्खा। पर वह इस बात से भी परिचित था कि इस नयी गैस में एसिड के कोई लक्षण नहीं हैं।

सन् १८०६ में गेलूज़ाक (Gay Lussac) और थेनार्ड (Thenard) ने यह सिद्ध किया कि स्यूरियेटिक एसिड में ऑक्सीजन नहीं है। उन्होंने यह देखा कि यदि कोयले को इस एसिड की गैस में रक्तताप तक भी गरम किया जाय तो भी उसका उपचयन नहीं होता। यदि सोडियम को स्यूरियेटिक एसिड की गैस में गरम करें तो नमक बनता है, और हाइड्रोजन निकलता है।

अगर यह माना जाय कि यह हाइड्रोजन गैस में युक्त पानी से बना है, तो पानी का शेष ऑक्सीजन भी कहीं होना चाहिये था, पर उस ऑक्सीजन का कहीं पता न चला।

मैग्नीज़ ऑक्साइड और म्यूरियेटिक एसिड के योग से जो पीले-हरे रंग की गैस बनी, उसकी विस्तृत परीक्षा सन् १८१० में डेवी (Davy) ने की। उसने इस गैस में कोयले, गन्धक, और अनेक धातुओं को गरम किया। पर उसे कभी कोई ऐसा यौगिक न मिला जिसमें ऑक्सीजन हो। उसने यह प्रस्ताव किया कि यह गैस, जिसका नाम भूल से ऑक्सिम्यूरियेटिक एसिड रक्खा गया था, एक तत्व है। उसने इसका नाम क्लोरीन रक्खा (ग्रीक भाषा में क्लोरोस का अर्थ पीला-हरा है)। बर्थोलो के प्रयोग में जो ऑक्सीजन क्लोरीन गैस के विलयन से मिला था, उसकी प्रतिक्रिया वस्तुतः निम्न प्रकार थी—



थोड़े दिनों तक इस बात पर विवाद चला, पर बाद को यह सबने मान लिया कि यह गैस एक नया तत्व 'क्लोरीन' है, और नमक के तेज़ाब के संगठन ने यह बात भी सिद्ध कर दी कि तेज़ाबों में ऑक्सीजन का होना अनिवार्य नहीं है।

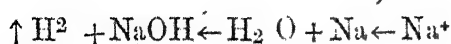
क्लोरीन बनाने की विधि—तात्पारण नमक सोडियम का क्लोराइड है। सिलवाइन पोटेसियम का क्लोराइड है। कार्नेलाइट, $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ में भी क्लोराइड हैं। इन्हीं सब खनिजों से क्लोरीन गैस तैयार की जा सकती है।

क्लोरीन बनाने की समस्त विधियाँ दो प्रकार की हैं—

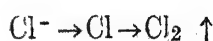
(१) किसी क्लोराइड के विद्युत्विच्छेदन से।

(२) हाइड्रोक्लोरिक एसिड के उपचयन से।

विद्युत्विच्छेदन से—संभार का आधा क्लोरीन सोडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से तैयार किया जाता है। सोडियम क्लोराइड के विलयन के विद्युत्विच्छेदन का विवरण सोडियम के अध्याय में दिया जा चुका है—



कैथोड पर

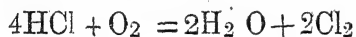


ऐनोड पर

विद्युत् विच्छेदन द्वारा ऐनोड (धनद्वार) पर क्लोरीन गैस निकलती है। इसे सांद्र सल्फ्यूरिक एसिड में प्रवाहित करके शुष्क कर लेते हैं। या तो कारखानों में वहीं पर क्लोरीन को ब्लीचिंग पाउडर (रंगनाशक या विरंजक चूर्ण) में परिणत कर लेते हैं, अथवा दाब डाल कर इसे द्रवीभूत कर लेते हैं। इस्पात के बेलनों में इस द्रव को भर लेते हैं (शुष्क क्लोरीन का इस्पात पर प्रभाव नहीं पड़ता)।

उपचयन द्वारा क्लोरीन—अनेक प्रतिक्रियायें ऐसी हैं जिनमें हाइड्रोक्लोरिक एसिड के उपचयन से क्लोरीन गैस मिलती है। इनमें से कुछ नीचे दी जाती हैं—

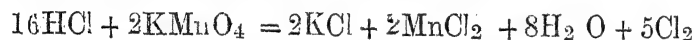
(१) हवा के ऑक्सीजन से तापप्रलवण उत्प्रेरक की विद्यमानता में—



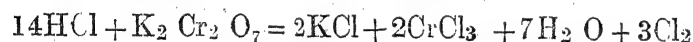
(२) मैंगनीज़ द्विऑक्साइड द्वारा एसिड के उपचयन से—



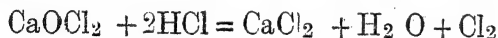
(३) पोटैशियम परमैंगनेट द्वारा उपचयन करके—



(४) पोटैशियम द्विक्रोमेट द्वारा उपचयन करके—



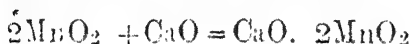
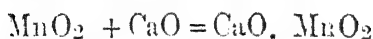
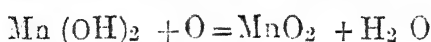
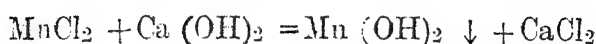
(५) ब्लीचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण) द्वारा एसिड के उपचयन से—



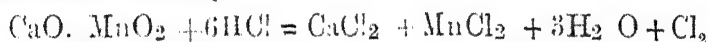
वेल्डन विधि (Weldon)— इस विधि में हाइड्रोक्लोरिक एसिड और पायरोलूसाइट (प्राकृतिक मैंगनीज़ द्विऑक्साइड खनिज) की प्रतिक्रिया से क्लोरीन बनाते हैं।—



प्रतिक्रिया में जो मैंगनस क्लोराइड बनता है, उसके विलयन को चूने के साथ लोहे के बेलनाकार हौजों में प्रतिकृत करते हैं। गरम मिश्रण में कई घंटे तक हवा प्रवाहित की जाती है। प्रतिक्रिया में जो मैंगनस हाइड्रॉक्साइड प्रवाहित होता है, उसका उपचयन होकर फिर मैंगनीज़ द्विऑक्साइड बन जाता है। यह चूने के योग से कैल्शियम मैंगेनाइट देता है—

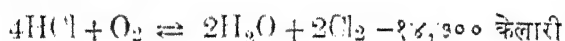


चूने और मँगनीज हाइड्रॉक्साइड का मिला हुआ यह कीचड़ फिर क्लोरीन बनाने के काम में आता है—



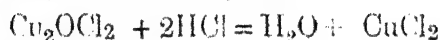
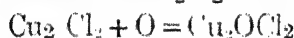
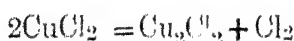
इस वेल्डन विधि में दोष यह है कि बहुत सा क्लोरीन कैल्सियम क्लोराइड और मँगनीज क्लोराइड बनाने में नष्ट हो जाता है।

डीकेन विधि (Deacon)—इस विधि में हवा और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड गैस का मिश्रण क्यूप्रिक क्लोराइड के ऊपर $400^\circ - 450^\circ$ तापक्रम पर प्रवाहित किया जाता है—



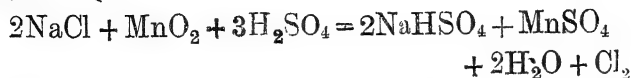
कारखानों में वस्तुतः पहले अतिशुद्ध हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में हवा मिला कर 220° लगभग तक गरम करते हैं। फिर इस मिश्रण को ऊर्ध्व-बेलनों में प्रवाहित करते हैं। इन बेलनों में मिट्टी और क्यूप्रिक क्लोराइड मिला कर बनाये गये गोले होते हैं। जब गैस-मिश्रण इन पर होकर प्रवाहित होता है, तो लगभग 60% हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड क्लोरीन में परिणत हो जाता है। शेष हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड पानी में प्रवाहित करके दूर कर लिया जाता है। (गरम पानी में क्लोरीन बहुत कम घुलता है, पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड अच्छी तरह घुल जाता है)।

प्रतिक्रियायें संभवतः निम्न प्रकार हैं—

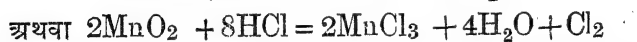
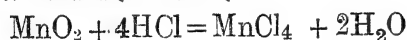


इस विधि द्वारा प्राप्त क्लोरीन गैस में 60 प्रतिशत नाइट्रोजन भी मिला होता है, अतः यह साधारणतया द्रवीभूत नहीं की जा सकती। इसका उपयोग विरंजनचूर्ण बनाने में ही किया जा सकता है, यह विधि काफी सस्ती है।

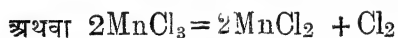
प्रयोगशाला की विधि—(१) प्रयोगशाला में नमक, सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और मैंगनीज ट्राइऑक्साइड तीनों के मिश्रण को गरम करके क्लोरीन बहुधा तैयार करते हैं—



(२) मैंगनीज ट्राइऑक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से भी इसे बना सकते हैं। यह प्रतिक्रिया दो श्रेणियों में होती है। बिना गरम किये पहले मैंगनीज चतुः या त्रिक्लोराइड बनता है—



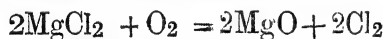
यह चतुःक्लोराइड अथवा त्रिक्लोराइड गरम करने पर मैंगनीज क्लोराइड देता है—



(३) पोटैशियम परमैंगनेट और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से शुद्ध क्लोरीन बनता है। मिश्रण को गरम करने की आवश्यकता नहीं है। फ्लास्क में परमैंगनेट लो और थिसेल फनेल से हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालते जाँचो। क्लोरीन गैस निकलती रहेगी।

(४) क्लिप-उपकरण में क्लोरीन बनानी हो तो ब्लीचिंग पाउडर (क्लोरीन चूर्ण) के ढोके लो, और हाइड्रोक्लोरिक एसिड से प्रतिक्रिया करो।

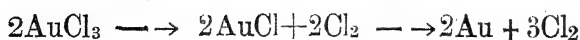
अन्य विधियाँ—(१) मैंगनीशियम क्लोराइड को हवा में गरम किया जाय तो क्लोरीन गैस निकलती है—



(२) सोने और प्लैटिनम के क्लोराइड भी गरम करने पर क्लोरीन देते हैं—

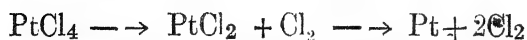
१७५°

१८०°

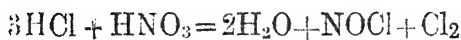


३७४°

५८५°

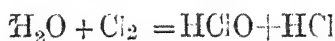


(३) अम्लराज (१ भाग नाइट्रिक एसिड और ४ भाग हाइड्रोक्लोरिक एसिड के मिश्रण को गरम करने पर भी क्लोरीन निकलता है—



क्लोरीन के गुण—यह हरे-पीले रंग की गैस है जिसमें तीक्ष्ण और दमघोंट गन्ध होती है। ५०००० भाग हवा में यदि १ भाग क्लोरीन का हो तो यह फेफड़ों पर घातक प्रभाव डालता है। सन् १६१४-१८ के महायुद्ध में इसका उपयोग विपैली गैस के रूप में होता था। इसका घनत्व भी ऊँचा है (हवा की अपेक्षा २.४६ गुना), अतः यह युद्ध के विशेष काम का है। प्रयोगशालाओं में इसे धूम वेरम (प्यूमिंग चैम्बर्स) में ही तैयार करना चाहिये।

क्लोरीन गैस प्रबल उपचायक है, और कीटाणुनाशक है। यह गुण संभवतः पानी के योग से हाइपोक्लोरम एसिड बनने के कारण हैं—



क्लोरीन गैस केवल दाब बढ़ा कर अथवा केवल ठंडा करके आसानी से द्रवीभूत की जा सकती है। द्रव क्लोरीन का रंग हरित-नील है, और इसका क्वथनांक- 33.6° है। जैसा कहा जा चुका है, इस्पात के बेलनों में भर कर द्रव क्लोरीन बेचा जाता है, क्योंकि इस्पात पर शुष्क क्लोरीन का असर नहीं होता।

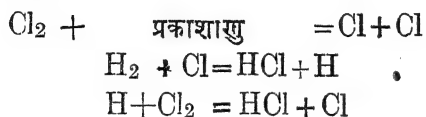
१ आयतन पानी में 1.0° पर क्लोरीन के २.३७ आयतन विलेय हैं, और 0° पर ३.०४ आयतन। क्लोरीन के इस विलयन को साधारणतः “क्लोरीन जल” कहा जाता है। इस जल में क्लोरीन की सी गन्ध और स्वाद होता है। क्लोरीन कार्बन चतुःक्लोराइड में अच्छी तरह विलेय है और अनेक प्रयोगों में इस विलयन का उपयोग होता है।

क्लोरीन क्रियाशील तत्त्व है। यद्यपि यह ऑक्सीजन, नाइट्रोजन और कार्बन से सीधे संयुक्त नहीं होता, पर फिर भी अनेक अन्य अधातु तत्वों से इसका योग होता है। निम्न अधातु तत्व इसके साथ सीधे संयुक्त होकर क्लोराइड बनाते हैं—हाइड्रोजन, बोरन, सिलिकन, आर्सेनिक, गन्धक, फॉस्फोरस, फ्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन आदि। गन्धक, फॉस्फोरस और आर्सेनिक तो ईसमें उग्रता के साथ जलते हैं। हाइड्रोजन और फ्लोरीन की प्रतिक्रिया प्रकाश से उत्प्रेरित होती है। धूप में या जलते हुये मैग्नीशियम की रोशनी में यह प्रतिक्रिया विस्फोट के साथ होती है।

धुंधली रोशनी में कई घंटे तक हाइड्रोजन और क्लोरीन में प्रतिक्रिया आरम्भ नहीं होती, फिर धीरे-धीरे प्रतिक्रिया आरम्भ होकर तब तक चलती है जब तक क्लोरीन समाप्त न हो जाय। जितने काल तक प्रतिक्रिया नहीं

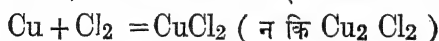
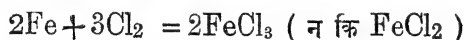
होती उसे “आवेश काल” (induction period) कहते हैं। यह प्रतिक्रिया क्यों नहीं होती? कुछ लोगों की यह धारणा है कि नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड (जो क्लोरीन और नाइट्रोजन या अमोनिया से बहुधा कहीं से मिला रह जाता है) इस प्रतिक्रिया को रोकता रहता है। कुछ समय के बाद रोशनी में यह त्रिक्लोराइड विभक्त हो जाता है, और तब प्रतिक्रिया आरंभ होती है।

नर्न्स्ट (Nernst) के अनुसार हाइड्रोजन और क्लोरीन में प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होती है—

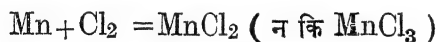


इस प्रकार प्रतिक्रिया की शृंखलायें चलती रहती हैं।

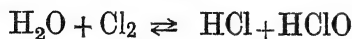
सभी धातुओं पर क्लोरीन का प्रभाव पड़ता है। निम्न धातुयें तो क्लोरीन गैस में जलती हैं—एंटिमनी, ताँबा, बंग, सीसा, लोहा, चारतत्त्व, पार्थिव चार तत्व, जस्ता और मैगनीशियम। जिन धातुओं के कई क्लोराइड बनते हैं, उनके क्लोरीन के योग से बहुधा वे क्लोराइड बनते हैं, जिनमें अधिकतम संयोज्यता व्यक्त होती हो—



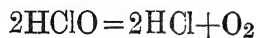
परन्तु जिन तत्वों के उच्चतम संयोज्यता वाले क्लोराइड अस्थायी होते हैं, उनके निम्नतर क्लोराइड ही बनते हैं—



क्लोरीन और पानी के योग से हाइपोक्लोरेस एसिड बनता है, जो क्लोरीन-जल में सदा विद्यमान रहता है—



यह हाइपोक्लोरेस एसिड धूप में विभक्त होकर ऑक्सीजन देता है—

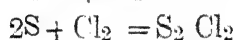
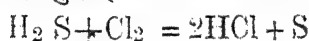


यदि क्लोरीन जल को ०° तक ठंढा किया जाय तो हलके पीले रंगे प्रात होते हैं, जो क्लोरीन हाइड्रेट के हैं। इन हाइड्रेटों की रचना विभिन्न है— $\text{Cl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{Cl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, या $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$,

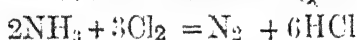
इन रवों को हलके से गरम करने पर क्लोरीन गैस निकलती है। फैरेडे (Faraday) ने क्लोरीन हाइड्रेट के रवों को V के समान मुड़ी हुई दोनों सिरों पर बन्द नली में गरम किया। नली के एक सिरे को उसने बर्फ में रक्खा। उसने देखा कि गरम होने पर जो क्लोरीन निकला, बन्द होने पर उसका दाब इतना अधिक था, कि यह ०° पर ही द्रवीभूत हो गया। यह द्रव क्लोरीन तेल के समान प्रगट हुआ।

क्लोरीन के संयन्ध में निम्न उपचयन प्रतिक्रियायें उल्लेखनीय हैं—

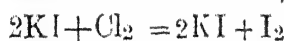
(१) हाइड्रोजन सल्फाइड पहले तो गन्धक देता है। यह गन्धक बाद को क्लोरीन से युक्त होकर गन्धक क्लोराइड देता है—



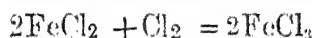
(२) अमोनिया के उपचयन से नाइट्रोजन बनता है—



(३) क्लोरीन ब्रोमाइड और आयोडाइड में से ब्रोमीन और आयोडीन मुक्त कर देता है—



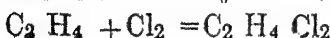
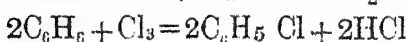
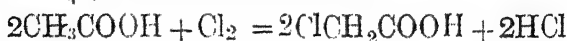
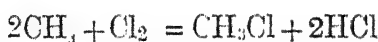
(४) क्लोरीन फेरस लवणों को फेरिक में परिणत कर देता है—



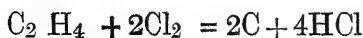
(५) क्लोरीन सल्फाइडों को सल्फेटों में परिणत कर देता है—



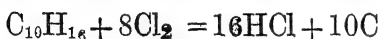
अन्य प्रतिक्रियायें—कार्बनिक रसायन में क्लोरीन के योग से अनेक प्रतिक्रियायें होती हैं जैसे—



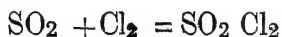
एथिलीन (१ आयतन) और क्लोरीन (२ आयतन) के मिश्रण , को जलाने पर कार्बन बनता है और हाइड्रोक्लोरिक एसिड । मिश्रण की ज्वाला का रंग लाल होता है—



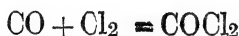
गरम गरम तारपीन के तेल से कागज भिगो कर क्लोरीन गैस में डाला जाय तो यह जल उठेगा । कार्बन के धुएँ के काले बादल उठेंगे—



गन्धक द्विऑक्साइड और क्लोरीन के योग से सलफ्यूरिल क्लोराइड बनता है—



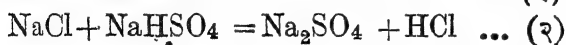
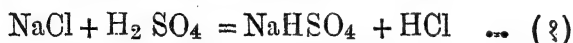
कार्बन एक्वाइड और क्लोरीन के योग से फॉसजीन, $COCl_2$, बनता है—



ये दोनों प्रतिक्रियाएँ जान्तव-कोयले की उपस्थिति में आसानी से होती हैं ।

हाइड्रोजन क्लोराइड या हाइड्रोक्लोरिक एसिड, HCl —म्यूरियेटिक एसिड के तैयार करने का इतिहास तो क्लोरीन के आरंभ में दिया जा चुका है । कहा जाता है कि सन् १७२७ में स्टेफन हेल्स (Stephen Hales) ने इसे सलफ्यूरिक एसिड और नमक के योग से तैयार किया था । प्रीस्टले ने १७७२ में इसका नाम “मेराइन एसिड एयर” रक्खा । हम इसे अब हाइड्रोजन क्लोराइड, हाइड्रोक्लोरिक एसिड या नमक का तेज़ाब कहते हैं ।

लवण रोटिका (सॉल्ट केक) या Na_2SO_4 के व्यापार में हाइड्रोक्लोरिक एसिड गौण पदार्थ है । प्रतिक्रियाएँ निम्न प्रकार हैं—



जब से सोडा के व्यापार के लिये विद्युत् विच्छेदन विधि या अमोनिया सोडा विधि चली है, लीब्लांक विधि का प्रचार कम हो गया है ।

हाइड्रोक्लोरिक एसिड व्यापारिक मात्रा में तैयार करने के लिये भी ऊपर दी गयी दोनों प्रतिक्रियाओं का उपयोग किया जाता है । पहली प्रतिक्रिया नीचे तापक्रम पर होती है । मोटे लोहे के बने छिछले कड़ाहे में साधारण नमक भरा जाता है । एक नल द्वारा इसमें सलफ्यूरिक एसिड की मात्रा इस

विग्रह में मिलानी जाती है कि प्रतिक्रिया द्वारा सब नमक सामान्य सोडियम सल्फेट में परिणत हो जाय। विग्रही मार्ग से निकली हुई गैसों द्वारा यह कड़ावा गरम किया जाता है। इस स्थल पर प्रतिक्रिया में केवल सोडियम ऐसिड सल्फेट, NaHSO_4 , ही बनता है। जो ऐसिड बना उसकी वाष्पें एक नल द्वारा पानी के बीज में पहुँचायी जाती हैं जहाँ हाइड्रोजेनक्लोरिक ऐसिड विलयन तैयार होता है।

अब जो शेष मिश्रण सोडियम ऐसिड सल्फेट और नमक का रहा, उसे फट्टे में खोद और सूख कर एक विशेष भट्टी (Muffle) में रखते हैं। यहाँ तापक्रम 400° से ऊपर राखा जाता है। इस स्थल पर सामान्य सोडियम सल्फेट बनता है और हाइड्रोजेनक्लोरिक ऐसिड नल द्वारा पानी में शोषण के लिये विशेष शोषक स्तम्भों में भेजा जाता है। इन स्तम्भों में ऊपर से नीचे की ओर पानी बरसता रहता है। ऐसिड वाष्पें इस पानी में घुल कर संतुम विलयन देती हैं। कुछ कारखानों में शोषण के लिये अन्य विधान भी हैं। कहीं कहीं २० से ६० तक ग्राहक पावों की एक श्रृंखला होती है। हाइड्रोजेनक्लोरिक ऐसिड गैस एक सिरे से भीतर घुसती है, और दूसरे दूसरे सिरे से पानी भीतर प्रविष्ट होता है। इस प्रकार लगभग समस्त गैस का पानी में शोषण हो जाता है, और विलयन तथा संभव काफ़ी सान्द्र तैयार होता है।

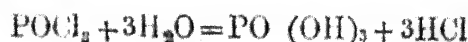
व्यापार के सान्द्र हाइड्रोजेनक्लोरिक ऐसिड में बहुधा ३२ प्रतिशत हाइड्रोजेन क्लोराइड होता है।

हाइड्रोजेनक्लोरिक ऐसिड तैयार करने की अन्य विधियाँ—(१) प्रयोगशाला में यदि हाइड्रोजेनक्लोरिक ऐसिड गैस तैयार करनी हो तो एक पल्लिष (प्लास्क) में सान्द्र हाइड्रोजेनक्लोरिक ऐसिड लो। थ्रिसेलफनेल द्वारा इसमें सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड छोड़ने पर हाइड्रोजेनक्लोरिक ऐसिड गैस वाहक नली द्वारा निकलेगी।

(२) फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड के उद्विच्छेदन से भी हाइड्रोजेनक्लोरिक ऐसिड बनता है—



(३) फॉस्फोरस ऑक्सिक्लोराइड और पानी के योग से भी यह ऐसिड बनता है—



ऐसिड के गुण—हाइड्रोजन क्लोराइड नीरंग गैस है जो हवा में धूम देता है। यह धूम पानी और ऐसिड वाष्प के योग से बनता है। पानी की अपेक्षा पानी में ऐसिड का विलयन कम वाष्पवान् है, इसीलिये ऐसिड और पानी की वाष्पों के योग के यह धूम बनता है।

इस ऐसिड गैस में तीक्ष्ण गन्ध और खट्टा स्वाद होता है। यह गैस विषैली है, पर क्लोरीन की अपेक्षा बहुत कम। इसका सान्द्र विलयन भी विषैला और त्वचा के प्रति घातक है। पर ऐसिड के इनके विलयन हान नहीं पहुँचाते। आमाशय के रसों में ०.४ प्रतिशत हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड का विलयन सदा विद्यमान रहता है।

हाइड्रोजन क्लोराइड गैस हवा की अपेक्षा १.२६ गुना भारी है। दाब के भीतर ठंडा करके यह गैस द्रवीभूत भी की जा सकती है। द्रव का कथनांक -८५° है।

यह गैस पानी में बहुत विलेय है। साधारण सान्द्र ऐसिड (३२%) का घनत्व १.१६ है। यह १ आयतन जल में १५° पर २.७ आयतन गैस का विलयन है। धूमवान् हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड की सान्द्रता ३१.१ प्रतिशत है, इसका घनत्व १.२०० है। इसके कुछ विलयनों का घनत्व नीचे दिया जाता है (तापक्रम १५°)—

घनत्व	सान्द्रता HCl प्रतिशत	घनत्व	सान्द्रता HCl प्रतिशत
१.०४६१	१०	१.१४६०	२६.३५
१.०७८४	१५.८४	१.१६६६	३२.३६
१.१०१४	२०.२६	१.१६०१	३७.२३
१.१२७१	२५.१८	१.२००२	३६.१५

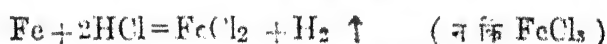
यदि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के सान्द्र विलयन को गरम करें तो वाष्प में हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और पानी के अनुपात की संख्या विलयन के अनुपात की संख्या से अधिक होगी। अतः विलयन गरम करने पर धीरे धीरे सापेक्षतः कम सान्द्र पड़ता जायगा। जब विलयन में केवल २.५२४ प्रतिशत हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड रह जायगा, तो फिर और गरम करने पर ऐसिड की यह प्रतिशतता कम न हो पावेगी। इसका अभिप्राय यह है, कि ऐसिड और पानी का जो अनुपात विलयन में है, वही अनुपात इस समय वाष्प में भी है।

इसी प्रकार यदि हलके विलयन को गरम किया जाय, वाष्प में पानी की मात्रा अधिक होगी, और विलयन में ऐसिड की प्रतिशतता धीरे धीरे बढ़ती जायगी। इसी समय भी जब ऐसिड की प्रतिशतता २०-२४ आजाये, तो विलयन को और गरम करके यह प्रतिशतता अब बढ़ायी नहीं जा सकती है। २०-२४ प्रतिशतता का मिश्रण ११०° पर उबलता है। इसे स्थिर कथनांक का मिश्रण या समक्याथी मिश्रण कहते हैं।

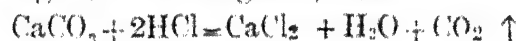
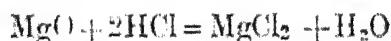
दाब बढ़ाने पर स्थिर कथनांक मिश्रण में ऐसिड का अनुपात कुछ कम हो जाता है जैसा कि निम्न अंकों से स्पष्ट है—

दाब (मि० मी०)	५०	७००	७६०	८००	१८००
स्थिर कथ० मिश्रण में	२३.२	२०.४	२०.२४	२०.२	१८.७
ऐसिड की प्रतिशतता					

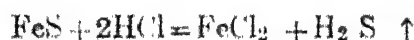
हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड प्रबल अम्ल है। N/१० विलयन में यह ६५ के प्रतिशत के लगभग आयनों में विभाजित होता है। यह धातु से प्रतिक्रिया करके क्लोराइड देता है। लगभग प्रत्येक धातु गरम करने पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड से प्रभावित हो जाती है। इस ऐसिड का ठंडा विलयन ही अनेक धातुओं के साथ प्रतिक्रिया करता है। सोना, चांदी, पारा और प्लैटिनम समूह के तत्वों पर इसका असर नहीं होता। ताँबे पर असर हवा की उपस्थिति में ही होता है। अधिकतर निम्नतम संयोज्यता वाले यौगिक ही धातु और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से बनते हैं, और हाइड्रोजन निकलता है—



ग्रान्माइड या कार्बोनेटों के योग से भी यह ऐसिड क्लोराइड देता है—



अधिकांश सल्फाइडों के साथ यह हाइड्रोजन सल्फाइड मुक्त कर देता है—



इसी प्रकार सल्फाइटों के योग से गन्धक द्विआक्साइड देता है—



उपचायक पदार्थों के साथ यह ऐसिड क्लोरीन गैस देता है। इन प्रतिक्रियाओं का उल्लेख क्लोरीन बनाने में किया जा चुका है—



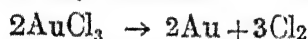
जैसे



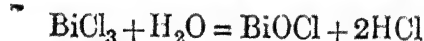
क्लोराइड—हाइड्रोक्लोरिक एसिड के लवणों को क्लोराइड कहते हैं। ये धातु और क्लोरीन के योग से, अथवा हाइड्रोक्लोरिक एसिड और ऑक्साइड, अथवा हाइड्रॉक्साइड अथवा कार्बोनेटों के योग से बहुधा बनाये जाते हैं।

अधिकांश क्लोराइड पानी में विलेय हैं। केवल Hg_2Cl_2 , Cu_2Cl_2 , AgCl , TlCl और AuCl पानी में विलेय हैं। ये भारी धातुओं के एक-संयोज्यता वाले क्लोराइड हैं। लेड क्लोराइड और पैलेडस क्लोराइड सापेक्षतः कम विलेय हैं। हाइड्रोक्लोरिक एसिड की उपस्थिति में यह विलेयता और कम हो जाती है।

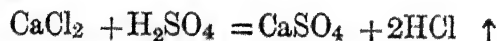
चाँदी, सोने और प्लैटिनम के क्लोराइडों को छोड़ कर शेष लगभग सभी धातुओं के क्लोराइड गरम करने पर भी स्थायी रहते हैं—



कुछ धातुओं के क्लोराइड पानी के साथ विभक्त होकर ऑक्सिक्लोराइड देते हैं। इनमें से बंग, एंटीमनी और बिसमथ के उल्लेखनीय हैं—

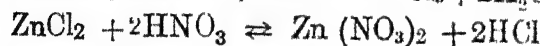
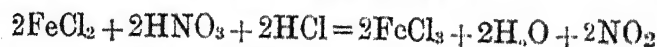


मरक्यूरिक क्लोराइड को छोड़ कर लगभग सभी क्लोराइड सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम किये जाने पर सल्फेट और हाइड्रोक्लोरिक एसिड देते हैं।

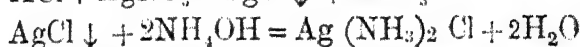


(अविलेय रजत क्लोराइड के साथ प्रतिक्रिया कम होती है)।

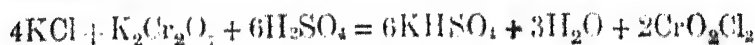
नाइट्रिक एसिड के योग से क्लोराइड बहुधा नाइट्रेटों में भी परिणत हो जाते हैं, और अस क्लोराइड-इक भी हो जाते हैं—



सभी विलेय क्लोराइडों के विलयन सिल्वर नाइट्रेट के साथ सिल्वर क्लोराइड का सफेद अवक्षेप देते हैं जो नाइट्रिक एसिड में अविलेय पर अमोनिया के विलयन में विलेय है—



क्लोराइड पोटैसियम दिक्रोमेट और सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ गरम किये जाने पर क्रोमिल क्लोराइड की लाल वाष्पें देते हैं—



क्लोरीन के ऑक्साइड—क्लोरीन के साधारणतः ६ ऑक्साइड ज्ञात हैं पर इनमें से क्लोरीन ट्राइऑक्साइड ही अधिक आसानी से मिलता है।

ऑक्सि-ऐसिड

क्लोरीन एक्सीक्साइड	Cl_2O	हाइपोक्लोस HOCl
क्लोरीन डिऑक्साइड	ClO_2	क्लोस + क्लोरिक HClO_2 + HClO_3
क्लोरीन त्रिऑक्साइड	ClO_3	—
क्लोरीन पद ऑक्साइड	Cl_2O_6	—
क्लोरीन समौक्साइड	Cl_2O_7	परक्लोरिक HClO_4
क्लोरीन चतुःऑक्साइड	$(\text{ClO}_4)_2$	—

क्लोरीन ऑक्साइडों के ये नाम कुछ अनियमित हैं।

क्लोरीन एक्सीक्साइड, Cl_2O —(१) सान्द्र हाइपोक्लोस ऐसिड को क्षीण दाब में स्रावित करके यह बनाया जा सकता है—

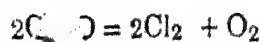


(२) पारे के पीले अवक्षिप्त ऑक्साइड को $300^\circ - 400^\circ$ तक गरम कर लिया जाय और फिर इसे ठंडा करके ठंडी नली में क्लोरीन गैस के संपर्क में लाया जाय, तो क्लोरीन एक्सीक्साइड बनेगा—



हिमीकरण मिश्रण में रख कर यह एक्सीक्साइड द्रवीभूत किया जा सकता है। नारंगी रंग के द्रव का क्वथनांक 37° है। गैस अवस्था में इसका रंग भूरा-पीला होता है। यह गैस काफी भारी है।

गरम करने पर क्लोरीन एक्सीक्साइड आसानी से विस्फुटित होता है। विस्फोट पर २ आयतन क्लोरीन और १ आयतन ऑक्सीजन निकलता है—

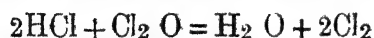


यह पानी के योग से नारंगी रंग का हाइपोक्लोरस एसिड विलयन देता है—

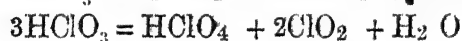
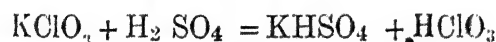


अतः इसे हाइपोक्लोरस एसिड का एनहाइड्राइड (अनुद) मानना चाहिये।

हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से क्लोरीन एक्वासाइड क्लोरीन देता है—

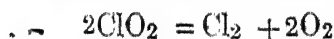


क्लोरीन द्विऑक्साइड, ClO_2 — सन् १८१५ में डेवी (Davy) ने इसे सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और पोटैसियम क्लोरेट के योग से तैयार किया था। प्रतिक्रिया में पहले तो क्लोरिक एसिड बनता है, जो बाद को परक्लोरिक एसिड और क्लोरीन द्विऑक्साइड देता है—



इस गैस को इकट्ठा करने का कभी प्रयत्न नहीं करना चाहिये। एक परखनली से अधिक आयतन की बनानी भी नहीं चाहिये, क्योंकि थोड़ी सी ही गरमी से यह गैस प्रबल विस्फोट देती है।

विस्फोट होने पर इस गैस के दो आयतन से तीन आयतन गैस का मिश्रण बनता है, जिसमें दो आयतन ऑक्सीजन और एक आयतन क्लोरीन होते हैं—

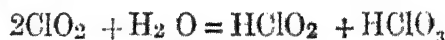


एक गिलास पानी में थोड़ा सा पोटैसियम क्लोरेट लो, और पानी में दो तीन फॉस्फोरस के छोटे छोटे टुकड़े छोड़ दो। थिसेलफनेल की सहायता से पोटैसियम क्लोरेट के ठीक ऊपर सावधानी से २-३ C.C. सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ो। क्लोरीन द्विऑक्साइड गैस बनेगी। इसके बुदबुदे जैसे ही फॉस्फोरस के संपर्क में आयेंगे, प्रकाश की चिनगारी निकलेगी। यह हलके विस्फोट निरापद हैं।

क्लोरीन द्विऑक्साइड भूरे-हरे रंग की गैस है। इसकी गन्ध क्लोरीन की गन्ध से मिलती जुलती है। ०° तक ठंढी की जाने पर यह द्रव हो जाती है। द्रव द्विऑक्साइड का क्वथनांक ६° है। ५०° तक गरम किये जाने पर इसमें विस्फोट होता है।

यह द्विऑक्साइड प्रबल उपचायक है। शक्कर इसके संपर्क पर जल उठती है। शक्कर और पोटैसियम क्लोरेट के मिश्रण पर सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड (१ बूँद) डालने पर आग निकलती है।

क्लोरीन द्विऑक्साइड पानी में घुल कर क्लोरस और क्लोरिक एसिड दोनों देता है—



अतः यह दोनों एसिडों के मिश्रण का अनुद है।

द्वारों के विलयन के योग से यह क्लोराइट और क्लोरेट देता है—



क्लोरीन त्रिऑक्साइड, ClO_3 और पट्ऑक्साइड, Cl_2O_6 —
क्लोरीन द्विऑक्साइड और ओज़ोन की 0° पर प्रतिक्रिया से क्लोरीन त्रिऑक्साइड बनता है। यह लाल रंग का द्रव है जिसका द्रवणांक -1° है। घनत्व 1.65 ।

क्लोरीन द्विऑक्साइड की प्रकाश में रखने पर भी त्रिऑक्साइड बनता है। द्रव ऑक्साइड का सूत्र Cl_2O_6 है, पर गैस का वाष्प घनत्व ClO_3 के अधिक अनुकूल है।

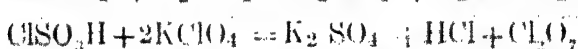
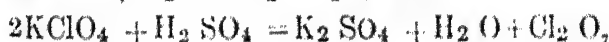
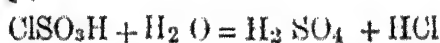
पानी के योग से यह ऑक्साइड क्लोरिक और परक्लोरिक एसिड देता है—



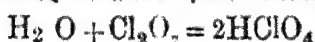
क्लोरीन सप्तऑक्साइड, Cl_2O_7 —फॉस्फोरस पंचऑक्साइड और परक्लोरिक एसिड के योग से यह बनता है जैसा कि माइकेल (Michael) और कोन (Conn) ने सन् १९०० में देखा था।



क्लोरोसल्फोनिक एसिड और पोटैशियम परक्लोरेट की प्रतिक्रिया से भी यह बनता है।

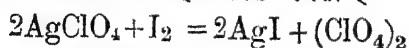


यह नीरंग तेल सा द्रव है। यह अस्थायी है, और विस्फोट के साथ विभक्त होता है। शून्य में खण्ण करके यह शुद्ध रूप में मिल सकता है। पानी के साथ यह परक्लोरिक एसिड बनाता है—



कागज़, लकड़ी या गन्धक पर इसे डाल दें तो विस्फोट नहीं होता। इस बात में यह द्विऑक्साइड से भिन्न है।

क्लोरीन चतुः ऑक्साइड, $(\text{ClO}_4)_x$ —ईथर में रजत परक्लोरेट और आयोडीन की प्रतिक्रिया से यह संभवतः बनता है—

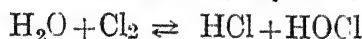


यह शुद्ध रूप में नहीं प्राप्त किया जा सका।

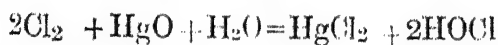
क्लोरीन के ऑक्सिऐसिड—क्लोरीन के चार ऑक्सिऐसिड प्रसिद्ध हैं—

हाइपोक्लोरस ऐसिड	HOCl
क्लोरस ऐसिड	HClO_2
क्लोरिक ऐसिड	HClO_3
परक्लोरिक ऐसिड	HClO_4

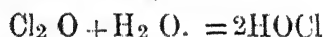
हाइपोक्लोरस ऐसिड, HClO —यह ऐसिड केवल विलयन में पाया जाता है। क्लोरीन-जल में भी यह थोड़ा सा विद्यमान रहता है—



क्लोरीन जल को मरकयूरिक ऑक्साइड (पीले अवक्षिप्त) के साथ हिलाने पर भी यह विलयन में मिलता है—



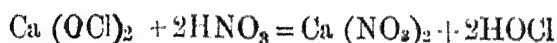
विलयन में से स्रवित करने पर इसका अनुद, Cl_2O , मिलता है जिसका उल्लेख पीछे किया जा चुका है। यह अनुद पानी के योग से फिर हाइपोक्लोरस ऐसिड देता है—



हाइपोक्लोरस ऐसिड विरंजन चूर्ण, CaOCl_2 , द्वारा आसानी से बन सकता है। विरंजन चूर्ण पानी में घुल कर कैल्सियम क्लोराइड और हाइपोक्लोराइट देता है—



इसके विलयन में ५ % नाइट्रिक ऐसिड की यदि गणित मात्रा धीरे धीरे डालें, और विलयन को टारते जावें, तो हाइपोक्लोरस ऐसिड मुक्त हो जावेगा।



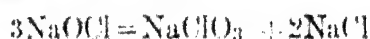
हाइपोक्लोरस ऐसिड का विलयन पीले रंग का होता है। इसमें क्लोरीन की सी गन्ध होती है। यह कीटाणुनाशक है। यह उपचोयक पदार्थ है।

इसके लवण हाइपोक्लोराइट कहलाते हैं। कास्टिक सोडा के हलके

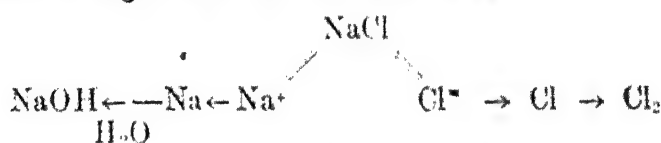
ठंडे विलयन में क्लोरीन प्रवाहित करने पर सोडियम क्लोराइड और सोडियम हाइपोक्लोराइट का मिश्रण मिलता है—



यह विलयन गरम करके गाढ़ा नहीं किया जा सकता क्योंकि ऐसा करने पर यह क्लोरेट देता है।



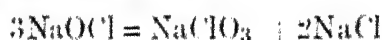
सोडियम हाइपोक्लोराइट के हल्के विलयन आज कल सोडियम क्लोराइड विलयन के विद्युत् विच्छेदन द्वारा तैयार किये जाते हैं—



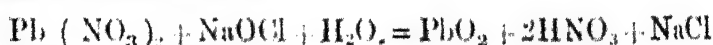
विद्युत् विच्छेदन द्वारा कास्टिक सोडा और क्लोरीन दोनों बनते हैं, और ये परस्पर प्रतिक्रित होकर सोडियम हाइपोक्लोराइट देते हैं। इस क्रिया से २७% से अधिक सांद्रता का हाइपोक्लोराइट विलयन नहीं बनाया जा सकता।

कृत्रिम रेशम बनाने के लिये लकड़ी की जो लुगदी तैयार की जाती है उसे नीरंग करने में सोडियम हाइपोक्लोराइट का उपयोग किया जाता है।

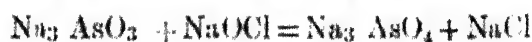
हाइपोक्लोराइट के विलयन गरम करने पर सोडियम क्लोरेट और सोडियम क्लोराइड में विभक्त हो जाते हैं—



हाइपोक्लोराइट भी उपचायक पदार्थ हैं। ये सीस लवणों को लोड परोक्साइड में परिणत कर देते हैं—



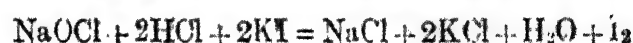
ये आर्सेनाइट को आर्सेनेट में उपचित करते हैं—



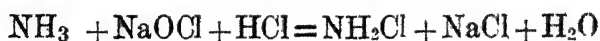
हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से ये क्लोरीन देते हैं—



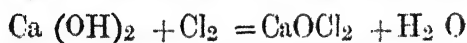
पोटैशियम आयोडाइड के आम्ल विजयन में से ये आयोडीन मुक्त कराते हैं—



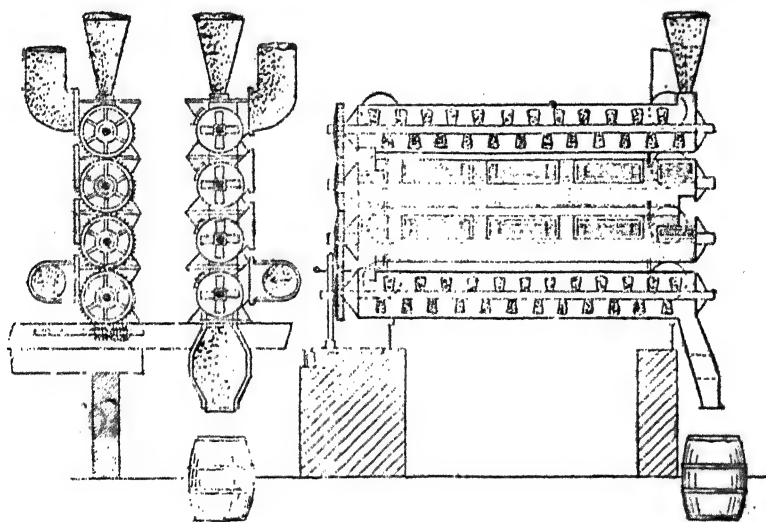
अमोनिया के साथ ये क्लोरेमिन, $\text{NH}_2 \text{Cl}$, देते हैं—



विरंजन चूर्ण, या ब्लीचिंग पाउडर (रङ्ग विनाशक चूर्ण), CaOCl_2 —
—बुके हुये चूने और क्लोरीन के योग से यह विरंजन चूर्ण तैयार होता है—



प्रतिक्रिया में जो पानी बनता है, वह भी चूर्ण में शोषित रहता है।



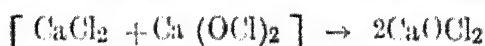
चित्र १२७—विरंजन चूर्ण बनाना

व्यापारिक मात्रा में विरंजन-चूर्ण बनाने की विधि इस प्रकार है। कंकरीट पत्थर की मेहराबदार मीनार बनाते हैं। इस मीनार में थोड़ी थोड़ी ऊँचाई पर छूते होती हैं। मीनार की ऊपरी मंजिल के फर्श पर बुझा चूना बिछा होता है। ऐसा प्रबंध होता है कि यह चूना मशीन द्वारा क्लोरीन का शोषण करता हुआ क्रमशः नीचे के फर्श पर लाया जाता है। क्लोरीन नीचे से ऊपर को मीनार में चढ़ता है। सब से निचले फर्श पर जब तक चूना आ पाता है, यह पूर्णतः विरंजन-चूर्ण बन जाता है।

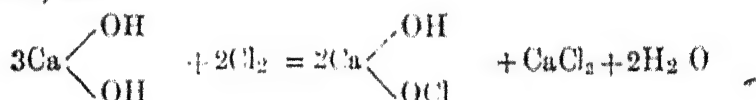
किसी किसी कारखाने में सीसे के बने बन्द कोष्ठों में विरंजन चूर्ण तैयार किया जाता है। कोष्ठ में हलका क्लोरीन प्रविष्ट कराते हैं। पहले तो

तेजी से क्लोरीन का शोषण होता है पर बाद को प्रतिक्रिया धीमी पड़ जाती है। लकड़ी के फड़ुड़े से चूने को अब उलट पुलट देते हैं, और फिर कुछ देर क्लोरीन का शोषण होने देते हैं। १२-१४ घंटे में चूना अपनी शक्तिभर क्लोरीन शोषण कर लेता है। बहुधा इस विधि से तैयार किये गये विरंजन चूर्ण में ३५ प्रतिशत के लगभग क्लोरीन होता है ($\text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$) में ४६ प्रतिशत क्लोरीन होना चाहिये)। थोड़ा सा चूना मुक्त रूप में भी रहता है।

विरंजन चूर्ण का संगठन—विरंजन चूर्ण का संगठन संदिग्ध है। बहुत दिनों हुये, इसे चूने, CaO , का क्लोराइड, CaOCl_2 , मानते थे। सन् १८३५ में बैलर्ड (Balard) ने यह विचार प्रस्तुत किया कि यह चूर्ण कैल्सियम हाइपोक्लोराइट और कैल्सियम क्लोराइड का समतुल्य मिश्रण है—



बाज़ार के विरंजन चूर्ण में कुछ न कुछ मुक्त चूना अवश्य होता है। इस आधार पर स्टालस्मिड (Stahlschmidt) ने इसका सूत्र $\text{Ca}(\text{OH})\text{OCl}$ माना—

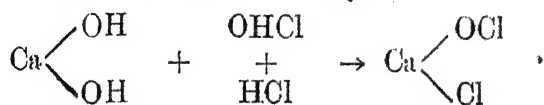


बाद को यह देखा गया कि विरंजन-चूर्ण में मुक्त चूना, CaO , होना आवश्यक नहीं है। मुक्त चूना तो इसलिये रह जाता है कि कठोर पपड़ी के भीतर कहीं कहीं पर क्लोरीन का प्रवेश नहीं हो पाता। संभवतः वास्तविक प्रतिक्रिया निम्न हो—



बैलर्ड के सूत्र, $\text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{OCl})_2$, के अनुसार विरंजन चूर्ण में पहले से ही मुक्त क्लोराइड आयन काफी होनी चाहिये। पर यदि विरंजन चूर्ण में धीरे धीरे थोड़ा थोड़ा पानी डालें, और देखें कि पानी में कितनी क्लोराइड आयन आयी, तो पता चलता है कि मूल विरंजन चूर्ण में क्लोराइड आयन बहुत ही कम है। यही नहीं, यदि विरंजन चूर्ण को एल्कोहल के साथ खलभलाया जाय, तो इसमें बहुत कम ही कैल्सियम क्लोराइड घुला मिलता है (कैल्सियम क्लोराइड एल्कोहल में विलेय है)। इससे भी स्पष्ट है कि बैलर्ड का सूत्र ठीक नहीं है (विरंजन चूर्ण में कैल्सियम क्लोराइड नहीं है)।

औडलिंग (Odling) का सूत्र अधिक ठीक जँचता है। इस सूत्र में विरंजन चूर्ण को एक मिश्रित लवण, $\text{Ca} \begin{matrix} \text{OCl} \\ \text{Cl} \end{matrix}$ माना गया है—



अर्थात् यह कैल्सियम क्लोरोहाइपोक्लोराइट है, अर्थात् एक ही अणु का आधा भाग हाइपोक्लोरोस ऐसिड का कैल्सियम लवण, और शेष आधा हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड का कैल्सियम लवण है।

स्टालश्मिट के सूत्र, $\text{Ca} (\text{OH}) (\text{OCl})$, में कठिनाई यह है, कि इस सूत्र के आधार पर विरंजन चूर्ण में अधिक से अधिक ३३ प्रतिशत क्लोरीन हो सकता है, पर वस्तुतः ४८-७४ प्रतिशत तक प्राप्य क्लोरीन वाला विरंजन-चूर्ण तैयार किया जा चुका है।

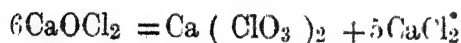
सन् १८३३ में ओ'शीआ (O'shea) ने वेलर्ड, स्टालश्मिट और औडलिंग के सूत्रों की निम्न प्रकार मीमांसा की। उसने पहले विरंजन चूर्ण में से एल्कोहल की सहायता से मुक्त कैल्सियम क्लोराइड दूर कर दिया। अब जो चूर्ण बचा उसमें उसने (१) पूर्ण चूना, CaO ; (२) पूर्ण क्लोरीन, और (३) हाइपोक्लोराइट के सूत्र में क्लोरीन, इन तीनों मात्राओं को मालूम किया। उसे निम्न निष्पत्तियाँ मिलीं—

$$\frac{\text{चूना}}{\text{पूर्ण क्लोरान}} = ३ : \frac{\text{चूना}}{\text{हाइपोक्लोराइट क्लोरीन}} = ३$$

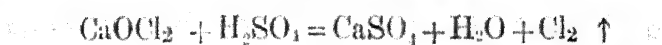
$$\frac{\text{हाइपोक्लोराइट क्लोरीन}}{\text{पूर्ण क्लोरान}} = ३$$

ये निष्पत्तियाँ केवल औडलिंग सूत्र के अनुसार ठीक ठहरती हैं। अन्यो के अनुसार नहीं।

विरंजन चूर्ण के गुण—यह श्वेत ठोस पदार्थ है जिसमें क्लोरीन की सी गन्ध है। वह ठंडे पानी में विलेय है, पर चूने की तलछट बिना धुली रह जाती है। इसके विलयन को उबाला जाय तो कैल्सियम क्लोरेट और कैल्सियम क्लोराइड बनता है—



ऐसिड के योग होने पर विरंजन चूर्ण क्लोरीन देता है—



वायु के कार्बन डिऑक्साइड के योग से भी यह क्लोरीन मुक्त करता है—

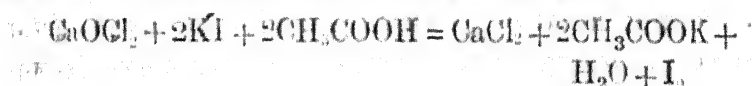


यह प्रबल उपचायक पदार्थ है जैसा कि निम्न निष्पत्तियों से स्पष्ट है—



इसका एक अणु उपनायन प्रतिक्रियाओं में १ आक्सीजन (भार = १६) देता है, जो २ क्लोरीन परमाणुओं (भार ११) के बराबर है।

यदि विरंजन चूर्ण को पोटैशियम आयोडाइड विलयन में (ऐसीटिक एसिड की उपस्थिति में) छोड़ा जाय तो आयोडीन मुक्त होगा—



प्रतिक्रिया में जो आयोडीन मुक्त होता है उसका अनुमापन हाइपो के विलयन से किया जा सकता है—



इसके आधार पर विरंजन चूर्ण का “प्राप्य-क्लोरीन” मापलूम किया जा सकता है। “प्राप्य-क्लोरीन” का अर्थ यह है कि अमुक चूर्ण में से कितने प्रतिशत उपचायक आक्सीजन अथवा क्लोरीन प्राप्त हो सकता है।

विरंजन या रंग उड़ाना—रंग में जो सल्फ्यूराल है वह काफी स्थायी यौगिक है। इसके रंग को हम विरंजन चूर्ण या हाइपोक्लोराइटों से साफ कर सकते हैं। पर ऊन या रेशम में प्रोटीन, ऐमिनो एसिड आदि अन्य यौगिक भी होते हैं जिन पर हाइपोक्लोराइटों का घातक प्रभाव पड़ता है अतः इनका रंग सल्फ्यूरस एसिड या सोडियम हाइड्रोसल्फाइट से उड़ाया जाता है। ये रंग का अपचयन करते हैं। (हाइपोक्लोराइट रंगों का अपचयन द्वारा उड़ाता है)। ऊन का रंग हल्के सोडियम परीक्साइड के विलयन से भी उड़ा सकते हैं। यह उपचयन प्रतिक्रिया है। हाथी दाँत की सफाई, हाइड्रोजन परीक्साइड से की जाती है।

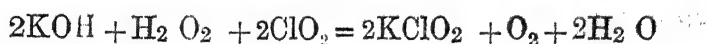
क्लोरेस ऐसिड, HClO_2 , और क्लोराइट—क्लोरीन डिट्राक्साइड पानी में घुल कर पीला विलयन देता है, पर विलयन आम्ल नहीं होता। मुक्त अवस्था में क्लोरेस ऐसिड ज्ञात नहीं है। परन्तु क्लोरीन डिट्राक्साइड

क्षारों के विलयन में घुल कर क्लोरेट और क्लोराइट, इन दो लवणों का मिश्रण, देता है—



इन दोनों लवणों में से क्लोरेट कम विलेय है, अतः शून्य में सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर विलयन को सुखाने पर पहले तो क्लोरेट के गणिम पृथक् होते हैं; इन्हें अलग कर लेने पर विलयन में केवल क्लोराइट रह जाता है।

क्लोरीन द्विआक्साइड पर कास्टिक पोटाश और हाइड्रोजन परीक्साइड की प्रतिक्रिया से भी पोटैसियम क्लोराइट, KClO_2 , बन सकता है—

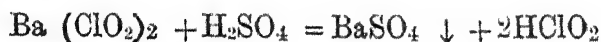


इस काम के लिये २० ग्राम पोटैसियम क्लोरेट, ७५ ग्राम मणिभीय ऑक्जेलिक एसिड, और १० c.c. पानी के मिश्रण को ६०° तक गरम करके क्लोरीन द्विआक्साइड बनाया जा सकता है—

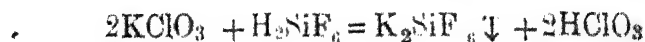


इस गैस को कार्बन द्विआक्साइड मिला कर हल्का कर लेते हैं, जिससे यह विस्फोट न दे।

क्षार तत्वों के क्लोराइटों का स्वाद क्षारीय होता है और ये क्लोराइट वनस्पतियों के रंग को उड़ा देते हैं। इनके विलयनों में रजत या सीसे के नाइट्रेट छोड़ने पर सिल्वर क्लोराइट, AgClO_2 और लेड क्लोराइट, $\text{Pb}(\text{ClO}_2)_2$, के पीले मणिम मिलते हैं। ये विस्फोटक हैं। चोट खाने पर लेड क्लोराइट और शक्कर का मिश्रण ज़ारों से विस्फुटित होता है। बेरियम क्लोराइट और हल्के सल्फ्यूरिक एसिड के योग से विलयन में क्लोरस एसिड मुक्त होता है—

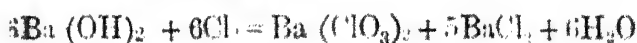


क्लोरिक एसिड, HClO_3 —यह हाइपोक्लोरस एसिड की अपेक्षा अधिक स्थायी है। क्लोरीन जल अथवा हाइपोक्लोरस एसिड के विलयन को धूप में रखने पर यह बनता है। यदि पोटैसियम क्लोरेट के विलयन में हाइड्रोफ्लोसिलिक एसिड डाला जाय, तो अविलेय पोटैसियम फ्लोसिलिकेट, K_2SiF_6 , का अवक्षेप आवेगा, और विलयन में क्लोरिक एसिड रहेगा, जिसे छान कर पृथक् किया जा सकता है—



लस्यन्द (filtrate) को शून्यक बेसिकेटर में उड़ा कर ४० प्रतिशत सान्द्रता तक गाढ़ा किया जा सकता है।

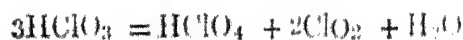
गरम बेराइटा विलयन में क्लोरीन प्रवाहित करने पर बेरियम क्लोराइड और बेरियम क्लोरेट बनते हैं। मणिभीकरण द्वारा मिश्रण में से बेरियम क्लोरेट पृथक् किया जा सकता है—



बेरियम क्लोरेट में हल्के सल्फ्यूरिक ऐसिड की मापित मात्रा मिलाने पर बेरियम सल्फेट अवक्षेप अलग हो जाता है, और विलयन में क्लोरिक ऐसिड रह जाता है, जिसे सन्द्र किया जा सकता है—



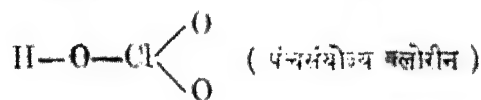
क्लोरिक ऐसिड नीरंग विलयन देता है। गरम करने पर यह परक्लोरिक ऐसिड, क्लोरीन परैक्साइड और पानी देता है—



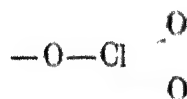
क्लोरिक ऐसिड प्रबल उपचायक है। कागज, या लकड़ी पर यह ऐसिड गिरे तो आग भूभक उठती है। यह आयोडीन को आयोडिक ऐसिड में परिणत कर देता है—



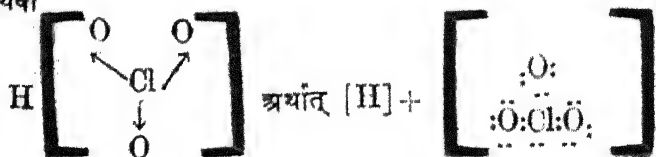
क्लोरिक ऐसिड का संयुक्त निम्न प्रकार का है—



अथ :



अथवा



यह प्रबल अम्ल है और इसका आयनीकरण निम्न प्रकार होता है—



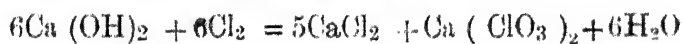
इसके लवण क्लोरेट कहलाते हैं। क्लोरेटों के आम्ल विलयन लोहे या ऐल्यूमीनियम के चूर्ण द्वारा अपचित होकर क्लोराइड बन जाते हैं—



पोटैसियम क्लोरेट, KClO_3 —(१) कॉस्टिक पोटाश के सान्द्र गरम विलयन पर क्लोरीन की प्रतिक्रिया से पोटैसियम क्लोरेट बनता है। ५० C.C. पानी में १५ ग्राम कॉस्टिक पोटाश घोलो। इसे गरम करके क्लोरीन से संतृप्त करो। पोटैसियम क्लोरेट ठंडे पानी में कम घुलता है, अतः विलयन को ठंडा करके इसके शुद्ध मणिम पृथक् किये जा सकते हैं।



(२) गरम गरम चूने के दूधिया विलयन में क्लोरीन प्रवाहित करके कैल्सियम क्लोरेट, $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$, बनाते हैं।



कैल्सियम क्लोरेट के विलयन में पोटैसियम क्लोराइड मिलाने पर कम विलेय, पोटैसियम क्लोरेट के रवे पृथक् होने लगते हैं।

(३) व्यापारिक मात्रा में इसे बनाना हो तो पोटैसियम क्लोराइड के सान्द्र विलयन का विद्युत्-विच्छेदन करना चाहिये। एलेक्ट्रोडों की शृंखला, जॉटिनम पत्रों की होती है। ये एलेक्ट्रोड लगभग पास पास होते हैं, जिससे विद्युत्-विच्छेदन द्वारा बने क्लोरीन और कास्टिक पोटाश में प्रतिक्रिया आसानी से हो सके। (पोटैसियम क्लोराइड के विलयन में थोड़ा सा पोटैसियम क्रोमेट मिला देना अच्छा होता है। यह उत्प्रेरक का काम करता है।)



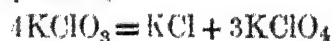
कैथोड पर

ऐनोड पर

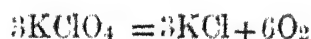


पोटैसियम क्लोरेट मणिभीय श्वेत पदार्थ है। इसका स्वाद ठंडा और रुचिपूर्ण होता है। गले के विकारों को दूर करने के लिए जो लोजन्जे बनती हैं, उनमें इसका उपयोग होता है। पर अधिक मात्रा में यह विष है, अतः इसका सेवन अधिक नहीं करना चाहिये। यह ठंडे पानी में कम विलेय है। १०० ग्राम पानी में १५° पर केवल ६ ग्राम घुलता है, पर गरम पानी में ५३.५ ग्राम विलेय है।

पोटैसियम क्लोरेट को गरम करने पर यह पिघलता है और फिर पोटैसियम परक्लोरेट और पोटैसियम क्लोराइड बनते हैं। इनके बनने पर पिघला पदार्थ फिर ठोस पड़ जाता है—



अथ अधिक गरम करने पर यह परक्लोरेट विभक्त होकर ऑक्सीजन देता है—



पोटैसियम क्लोरेट प्रबल उपचायक है। कोयला, गन्धक, फॉस्फोरस आदि पदार्थ इसके साथ मिश्रित होकर विस्फोटक द्रव्य देते हैं।

सान्द्र मरक्यूरिक ऐसिड के योग से पोटैसियम क्लोरेट क्लोरीन परीक्साइड, ClO_2 , देता है जो धातक विस्फोटक है। प्रतिक्रिया में जो ताप उत्पन्न होता है, उससे कड़कड़ाने या चटखने की ध्वनि निकलती है। इस प्रतिक्रिया द्वारा क्लोरेट की पहिचान की जाती है। क्लोरेट को नवजात हाइड्रोजन द्वारा अपचित करने पर क्लोराइड बनता है।

पोटैसियम क्लोरेट हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड को उपचित करके क्लोरीन और क्लोरीन परीक्साइड दोनों गैसों का मिश्रण देता है—

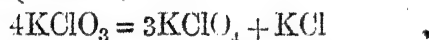


इन दोनों गैसों के मिश्रण का नाम सर हम्फ्री डेवी (Davy) ने “इयू-क्लोरीन” (euchlorine) रक्खा था। पोटैसियम क्लोरेट का हलके हाइड्रोक्लोरिक में हलका विलयन गले के विकारों को दूर करने में उपयोगी है—इसका कुल्ला किया जाता है। इसमें जो मुक्त क्लोरीन रहता है वह कीटाणुनाशक है।

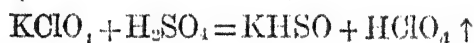
जो धातु या सल्फाइड (मरक्यूरिक, कॉबल्ट या निकेल सल्फाइड) अम्लराज में घुलते हैं, वे पोटैसियम क्लोरेट और सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के विलयन में भी घुल जाते हैं।

नील रंग (इंडिगो) पर यदि पोटैसियम क्लोरेट का आम्ल विलयन डाला जाय, तो रंग उड़ जाता है (नील के उपचयन से आइसेटिन बनता है, जो नीरंग पदार्थ हैं)। केलिको छपाई में इस प्रतिक्रिया का उपयोग होता है।

परक्लोरिक एसिड, HClO_4 —यह कहा जा चुका है कि पोटैसियम क्लोरेट को 350° पर कुछ समय तक गरम करने से पोटैसियम परक्लोरेट बनता है। इस पदार्थ में यदि १० गुना पानी मिथा कर उबाल लें, तो शेष बचा पोटैसियम क्लोरेट, और प्रतिक्रिया में बना पोटैसियम क्लोराइट बुल जाता है। पोटैसियम परक्लोरेट की विलेयता बहुत कम है, अतः इसके मणिभ पृथक् हो जाते हैं—

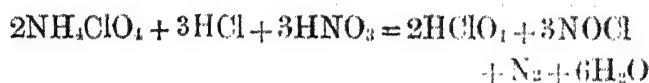
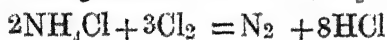
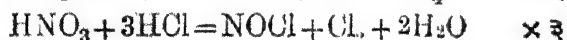


पोटैसियम परक्लोरेट को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ क्षीण दाब में खवण करने पर ग्राहक पात्र में परक्लोरिक एसिड का हाइड्रेट, $\text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ प्राप्त होता है—



इस हाइड्रेट का दुबारा खवण करें तो शुद्ध परक्लोरिक एसिड, HClO_4 , मिलता है।

अमोनियम परक्लोरेट को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल कर गरम सान्द्र नाइट्रिक एसिड में मिलाने पर परक्लोरिक एसिड का विलयन मिलता है—
नाइट्रोजन, क्लोरीन और नाइट्रोजिल क्लोराइड गैस निकलती हैं—



परक्लोरिक एसिड नीरंग धूमवान् द्रव है। शुद्ध अवस्था में यह बहुत अस्थायी है (परन्तु क्लोरिक एसिड से कम ही)। कुछ दिनों रख छोड़ने पर या गरम किये जाने पर विस्फोट के साथ विभक्त हो जाता है। फॉस्फोरस पंचौक्साइड की प्रतिक्रिया से यह क्लोरीन ससौक्साइड, Cl_2O_7 , देता है। लकड़ी या कागज पर गिर जाय तो आग जलने लगती है।

परक्लोरिक एसिड के अनेक हाइड्रेट प्राप्त हैं—

हाइड्रेट	द्रवणांक
$\text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	50°
$\text{HClO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	-13.5°
$2\text{HClO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	-30°
$2\text{HClO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	-41.8°
$\text{HClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (दो तरह के)	-43.2° और -37°

परक्लोरिक ऐसिड धातुओं के योग से हाइड्रोजन और परक्लोरेट देता है—



अर्थात् परक्लोरेट नवजात हाइड्रोजन से अपचित्र नहीं होते हैं।

परक्लोरिक ऐसिड का अपचयन सोडियम हाइपोक्लोराइट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$, टाइटेनियम क्लोराइड और फेरस हाइड्रोक्साइड (क्षारीय विलयन में) द्वारा ही होता है। इस प्रकार क्लोरिक ऐसिड की अपेक्षा परक्लोरिक ऐसिड निर्बल उपचायक है।

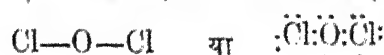
पोटैसियम परक्लोरेट १०० ग्राम पानी में 1.5° पर १.७ ग्राम ही विलेय है। परन्तु सोडियम परक्लोरेट अधिक विलेय है। अमोनियम, और क्वीकियम और सीज़ियम परक्लोरेट भी कम विलेय हैं। 50° एल्कोहल में तो पोटैसियम परक्लोरेट विलकूल ही नहीं घुलता। अतः पोटैसियम लवण परक्लोरेट के रूप में अवक्षिप्त किये जा सकते हैं। पोटैसियम लवण में थोड़ा सा एल्कोहल और २०% परक्लोरिक ऐसिड विलयन का समान आयतन मिलाने पर आसानी से श्वेत रंगदार अवक्षेप आता है। पोटैसियम की इस प्रकार पहिचान करते हैं। सोडियम परक्लोरेट से भी पोटैसियम परक्लोरेट का अवक्षेप लाया जा सकता है—



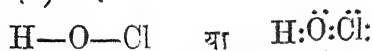
अमोनियम और पोटैसियम परक्लोरेटों का उपयोग विस्फोटक-व्यवसाय में बहुत होता है।

क्लोरीन के ऑक्सी यौगिकों का संगठन—

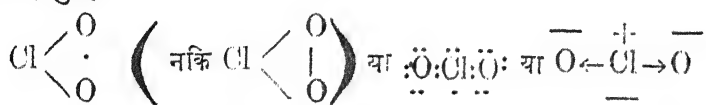
(१) क्लोरीन एक्वाइमाइड, Cl_2O —इसमें क्लोरीनों की संख्या = $\frac{1}{2}(2 \times 7 - 0) = 2$ अतः इसका संगठन निम्न है—



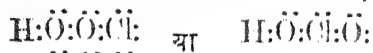
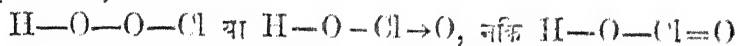
(२) हाइपोक्लोरेस ऐसिड, HClO —इसमें बंधनों की संख्या
 $= \frac{1}{2}(18-18) = 2$



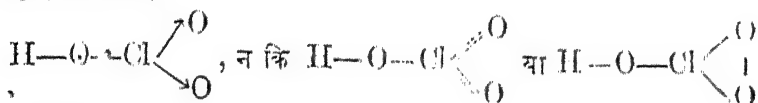
(३) क्लोरीन परौक्साइड, ClO_2 —इसमें बंधनों की संख्या
 $= \frac{1}{2}(28-18) = 2\frac{1}{2}$ अतः यह अनुचुम्बकीय है, और इसमें एक एकाकी
 ऋणाणु है—



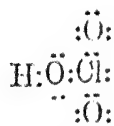
(४) क्लोरेस ऐसिड, HClO_2 —इसमें बंधनों की संख्या =
 $\frac{1}{2}(26-20) = 3$



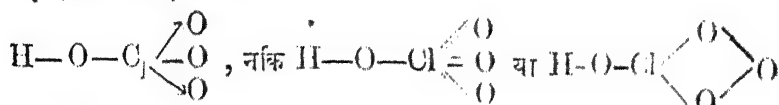
(५) क्लोरिक ऐसिड, HClO_3 —इसमें बंधनों की संख्या =
 $\frac{1}{2}(38-26) = 6$



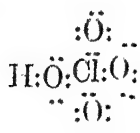
अर्थात्



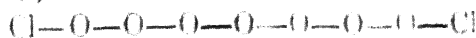
(६) परक्लोरिक ऐसिड, HClO_4 —इसमें बंधनों की संख्या =
 $\frac{1}{2}(42-32) = 5$



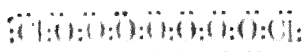
अर्थात्



* (७) क्लोरीन सप्टाक्साइड, Cl_2O_7 —इसमें क्लोरीन की संख्या =
 $\frac{2}{7} (७२ - ५६) = ८$



अर्थात्



ब्रोमीन, Br.

[Bromine]

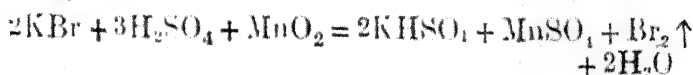
सन् १८२६ में बैलार्ड (Balard) ने ब्रोमीन का आविष्कार किया। समुद्री किनारे पर धूप से सुखाये गये नमक में यह तत्व पाया गया। इस नमक के कटु द्रव (bittern) में मैग्नीशियम ब्रोमाइड, MgBr_2 , नामक यौगिक था। द्रव में क्लोरीन गैस मिला देने पर विलयन का रंग पीला हो गया। इस विलयन ने स्टार्च की लेई के साथ नारंगी रंग दिया। वस्तुतः क्लोरीन के योग से मैग्नीशियम ब्रोमाइड का ब्रोमीन मुक्त हो गया था—



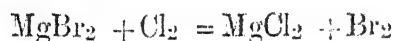
मैग्नीशियम ब्रोमाइड का लवण द्रव को सूखा कर प्राप्त किया गया। उसे जब मैग्नीज द्विआक्साइड और सांद्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम किया तो लाल भाँप निकली। उन्हें जब ठंडा किया गया तो काला सा द्रव मिला। यह पदार्थ क्लोरीन से मिलता जुलता था। इसमें तीक्ष्ण दुर्गन्ध थी, अतः इसका नाम ब्रोमीन रखा गया (ग्रीक में ब्रोमोस का अर्थ दुर्गन्ध है)।

मैक्सको और चिली की चूँटी की खानों में मिलकर ब्रोमाइड, AgBr , भी पाया जाता है, पर अधिकतर ब्रोमाइड तो खनिज स्रोतों (चूश्मों) के पानी से प्राप्त होता है, जिसमें मैग्नीशियम, सोडियम, पोटैशियम और कैल्सियम के ब्रोमाइड होते हैं। रॉमफर्ट (जर्मनी) की पोटैश मिट्टी में भी ब्रोमाइड है ($\text{MgBr}_2 \cdot \text{KBr} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)। समुद्र के प्राणियों और पौधों में भी ब्रोमीन पाया जाता है।

ब्रोमीन की प्राप्ति—(१) क्लोरीन भी ब्रोमाइड को सांद्र सल्फ्यूरिक एसिड और मैग्नीज द्विआक्साइड के साथ गरम किया जाय, तो ब्रोमीन गैस निकलती है—



(२) ब्रोमकार्नेलाइट, $MgBr_2 \cdot KBr \cdot 6H_2O$, जो कार्नेलाइट $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$ के साथ स्ट्रेसफर्ट में पाया जाता है, पानी में घोल कर ऊँचे स्तंभ से नीचे बहाते हैं, और क्लोरीन गैस नीचे से ऊपर की प्रवाहित करते हैं। दोनों के योग से ब्रोमीन गैस मुक्त होती है जो पानी में बुल जाती है—

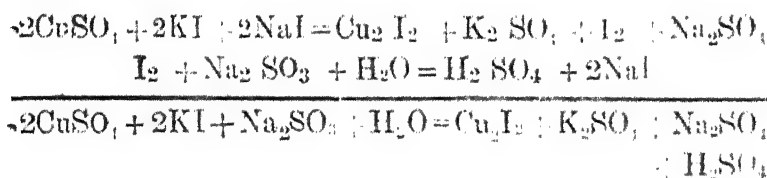


विलयन में भाप प्रवाहित करके स्वयं करने पर ब्रोमीन अलग कर लिया जाता है।

इस विधि से बनाये गये ब्रोमीन में थोड़ा सा क्लोरीन और कुछ सूक्ष्मांश आयोडीन का भी होता है। यदि पोटैशियम ब्रोमाइड मिला कर ब्रोमीन का फिर स्वयं किया जाय, तो इसका क्लोरीन दूर हो जायगा—



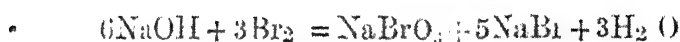
यदि मैगनीशियम ब्रोमाइड में आयोडाइड मिला रहा हो, तो इसमें थोड़ा सा तृतीया ($CuSO_4$) और सोडियम सल्फाइट मिलाना चाहिये। ऐसा करने पर सब आयोडीन अविलेय क्यूप्रस आयोडाइड के रूप में पृथक् हो जाता है—



(३) कटुद्रव, बिटर्न (bittern) से ब्रोमीन प्राप्त करना—कटुद्रव में तब तक क्लोरीन प्रवाहित करते रहते हैं जब तक इसका पीलापन बढ़ता जाये। ऐसा करने से ब्रोमीन मुक्त हो जाता है—



इस मिश्रित विलयन को पैराफिन तेल के साथ हिलाते हैं। ब्रोमीन तेल में बुल जाता है, और तेलही सतह पानी पर तैरने लगती है। इसे अलग कर लेते हैं। तेल को श्व कास्टिक सोडा विलयन के साथ हिलाया जाता है। ब्रोमीन इस में बुल कर ब्रोमाइड और ब्रोमेट देता है। पैराफिन फिर नीरंग पड़ जाता है, और दुबारा उपयोग में आता है।



ब्रोमाइड और ब्रोमेट के विलयन को सुखा डालते हैं और तपा कर ब्रोमेट को ब्रोमाइड बना लेते हैं।

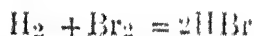
इस तरह 'कटुद्रव' में से जो पोटैशियम ब्रोमाइड बना, उसे फिर सांद्र सल्फ्यूरिक एसिड और मैंगनीज डिऑक्साइड के साथ गरम करते हैं। ऐसा करने पर मुक्त ब्रोमीन प्राप्त होता है।

ब्रोमीन के गुण—ब्रोमीन गहरे लाल रंग का धूमवान् द्रव है। इसका घनत्व 0° पर 3.122 और 20° पर 3.118 है। इसकी गंध बड़ी तीक्ष्ण होती है। इसकी लाल वाष्पें विपैली भी होती हैं। त्वचा पर पड़ने पर यह बहुत बुरे वाय देता है। इसका क्वथनांक 58.8° है और हिमांक -7.3° । -24.2° पर यह विलकुल नीरंग हो जाता है। इसका वाष्प घनत्व $22.9-23$ है, अतः यह बहुधा Br_2 ही है। नीचे के तापक्रमों पर $\text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{Br}$ साम्य भी अधिक पाया जाता है। 1200° के ऊपर के तापक्रम पर $\text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{Br}$ साम्य भी मिलता है। अतः 1500° पर ३३ प्रतिशत अणु Br होता है।

ब्रोमीन पानी में साधारण तापक्रम पर 3% के लगभग विलेय है। इस प्रकार जो "ब्रोमीन जल" बनता है, उसका प्रयोगशास्त्रों में काफी उपयोग होता है। ब्रोमीन जल को ठंढा किया जाय तो ठोस ब्रोमीन हाइड्रेट, $\text{Br}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, भी बनता है। $\text{Br}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ हाइड्रेट भी ज्ञात है।

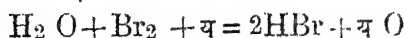
ब्रोमीन ईथर, कार्बन टिसलफाइड आदि विलायकों में भी विलेय है।

ब्रोमीन बड़ा क्रियावान् द्रव है। प्रतिक्रियाओं में क्लोरीन से मिलता जुलता है। परन्तु हाइड्रोजन के साथ इसका संयोग उतनी प्रवृत्तता से नहीं होता जितना कि क्लोरीन का। हाइड्रोजन और ब्रोमीन के मिश्रण को गरम करने पर हाइड्रोब्रोमिक एसिड बनता है। प्लैटिनम इस प्रतिक्रिया का उत्प्रेरण करता है—

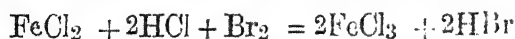


यह गन्धक के साथ गन्धक ब्रोमाइड, S_2Br_2 , फॉस्फोरस के साथ त्रिब्रोमाइड, PBr_3 , आर्सेनिक के साथ त्रिब्रोमाइड, AsBr_3 , बंग के साथ SnBr_4 देता है।

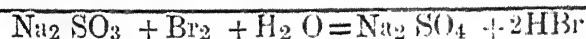
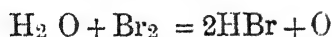
ब्रोमीन पानी के साथ तो प्रतिक्रिया नहीं करता, पर यह ब्रोमीन जल अच्छा उपचायक है—



यह फेरस लवण को फेरिक लवण में परिणत करता है—



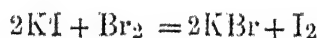
यह सल्फाइड को उपचित करके सल्फेट बनाता है—



क्षारों के विलयन में घुल कर ब्रोमीन हाइपोब्रोमाइट (ठंडे तापक्रम पर) और ब्रोमेट (ऊँचे तापक्रम पर) देता है—



$6\text{NaOH} + 3\text{Br}_2 = 5\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (गरम विलयन में)
पोटैशियम और आयोडाइड के विलयन में ब्रोमीन का विलयन मिलाने पर आयोडीन मुक्त होता है—



इस आयोडीन का हाइपो या आर्सीनियस अम्लवाइड से अनुमापन किया जा सकता है । इस प्रकार किसी भी ब्रोमीन विलयन की सान्द्रता मातृम कर सकते हैं ।

ब्रोमीन का उपयोग कार्वनिक रसायन में, विशेषतः रंग के व्यवसाय में, काफी होता है ।

हाइड्रोब्रोमिक एसिड, HBr —(१) गरम लैटिनम पर हाइड्रोजन और ब्रोमीन की वाष्पें प्रवाहित होने पर हाइड्रोब्रोमिक एसिड बनता है—

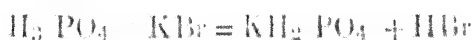


प्रतिक्रिया में विस्फोट नहीं होता जैसा कि हाइड्रोजन-क्लोरीन के योग में । यदि उत्प्रेरक (लैटिनम) का उपयोग न किया जाय तो तेज धूप में भी ३००° के नीचे योग नहीं आरंभ होता । लैटिनम की उपस्थिति में संयोग २००° पर आरंभ हो जाता है ।

(२) पोटैशियम ब्रोमाइड और सल्फ्यूरिक एसिड के योग से हाइड्रोब्रोमिक एसिड आसानी से नहीं बन सकता, क्योंकि जो एसिड बनता है वह सल्फ्यूरिक एसिड के योग से ब्रोमीन मुक्त कर देता है—



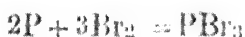
पर पोटैशियम ब्रोमाइड और फॉस्फोरिक ऐसिड के योग से हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड बन सकता है—



(३) हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड बनाने की सबसे सरल विधि ब्रोमीन की लाल फॉस्फोरस और पानी के साथ गरम करने की है—



संभव है कि प्रतिक्रिया में पहले फॉस्फोरस त्रि-ब्रोम पंच ब्रोमाइड बनते हों जो बाद को पानी के योग से हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड देते हैं—



कोच के एक फ्लास्क में १० ग्राम लाल फॉस्फोरस और २० c.c. पानी ला और थिंकेल फनेल द्वारा २० c.c. ब्रोमीन बूँद बूँद करके छोड़ो। जो गैस निकले, उसे चुलिनल (U-tube) में (जिसमें कोच के टुकड़े और नम लाल फॉस्फोरस का चूर्ण हो) होकर प्रवाहित करें। यह लाल फॉस्फोरस का चूर्ण ऐसिड वाष्पों के साथ आया हुई ब्रोमीन वाष्पों को शोषित कर लेता है। आरंभ में ब्रोमीन की कुछ बूँदों के साथ हरे रंग की ज्वाला सी निकलती है, पर फ्लास्क की सब हवा निकल जाती है, तो प्रतिक्रिया शान्ति के साथ होती है।

(४) ब्रोमीन और बैज़ीन के योग में भी हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड बनता है—



डिब्रोमोबैज़ीन

१३ c.c. ब्रोमीन १० ग्राम बैज़ीन (शुष्क) में धीरे धीरे मिलाओ (थोड़ा सा एंल्यूमीनियम चूर्ण भी बैज़ीन में मिला दो)। प्रतिक्रिया आरंभ करने के लिये एक बार थोड़ा सा गरम करना आवश्यक है। जब प्रतिक्रिया चलने लगे

तो मिश्रण को ठंढा करो। हाइड्रोब्रोमिक एसिड गैस को तो चुल्लिनलियों में होकर कमशः प्रवाहित करो—पहली में लोह ब्रोमाइड हो जो साथ में आयी हुई ब्रोमीन वाष्पों को सोखे, और दूसरी में ऐन्थामीन हो जो साथ में आयी हुई बैजिन वाष्पों को सोखे।

(५) सबसे सुविधाजनक विधि हाइड्रोजन सल्फाइड और ब्रोमीन की प्रतिक्रिया द्वारा है—



प्रतिक्रिया में हाइड्रोब्रोमिक एसिड के साथ गन्धक ब्रोमाइड बनता है। एक घंटे की बीजत ('वाश बौटल') में ब्रोमीन लो। उसके ऊपर पानी (या हाइड्रोब्रोमिक एसिड की) एक तह लो। किप-उपकरण से इसमें हाइड्रोजन सल्फाइड बुदबुदाओ।

इस प्रकार जो हाइड्रोब्रोमिक एसिड गैस मिले उसे वाश-फॉस्फोरस और पानी के मिश्रण में होकर फिर प्रवाहित कर लो जिसमें साथ में आयी हुई ब्रोमीन वाष्पें दूर हो जायें।

हाइड्रोजन ब्रोमाइड के गुण—यह भौतिक गुण नीचे दिये जाते हैं—

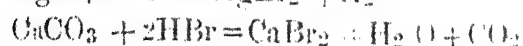
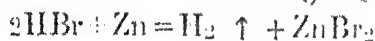
द्रवणांक -८६°

कथनांक -६८.७°

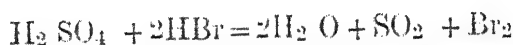
कथनांक पर द्रव का घनत्व २.१६

द्रव, टोन और गैस हाइड्रोजन ब्रोमाइड तीनों ही नारंग हैं। यह धूम-भस्म पदार्थ है जो पानी में बहुत मिलेय है। इसके संतृप्त विलयन में भार के हिमाय से ६६ प्रतिशत हाइड्रोजन ब्रोमाइड होता है। गरम करने पर इसका विलयन भी स्थिर कथनांक का मिश्रण देता है जो १२.५° पर उबलता है और जिसमें ४८ प्रतिशत हाइड्रोब्रोमिक एसिड होता है।

रासायनिक गुणों में यह एसिड हाइड्रोक्लोरिक एसिड के समान है। यह धातुओं, ऑक्साइडों और कार्बोनेटों के साथ उभा प्रकार प्रतिक्रिया करता है। प्रतिक्रिया में जो लवण बनते हैं, उन्हें ब्रोमाइड कहते हैं—



परन्तु हाइड्रोजन ब्रोमाइड हाइड्रोजन क्लोराइड की अपेक्षा अधिक आसानी से उपचित हो जाता है। यहाँ तक कि यह सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा भी उपचित होता है—

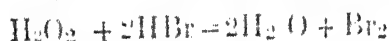


हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ ऐसी प्रतिक्रिया नहीं होती ।

मैंगनीज टिऑक्साइड, पोटैशियम क्लोमेट, परमैंगनेट, क्लोरेट आदि से तो इसका उत्पन्न होता ही है—



यह हाइड्रोजन परीक्साइड से भी उत्पन्न होता है । हाइड्रोजन परीक्साइड हा-प्लोक्लोरेट ऐसिड को उत्पन्न नहीं करता—



भूय में इस ऐसिड का विलयन हवा के आक्सीजन द्वारा भी उत्पन्न हो जाता है ।

हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड के विलयन में क्लोरीन प्रवाहित किया जाय तो ब्रोमीन मुक्त हो जाता है—



ब्रोमाइड — हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड के लवणों को ब्रोमाइड कहते हैं । यह ऐसिड प्रबल ऐसिड है और इसका आयनीकरण निम्न प्रकार होता है—



इस ऐसिड में जस्ता, लोहा और अन्य अनेक धातुयें घुल कर हाइड्रोजन देती हैं, और ब्रोमाइड बनाती हैं । आक्साइड और कार्बोनेट भी इस ऐसिड से प्रतिक्रिया करके ब्रोमाइड देते हैं जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है । बहुत सी धातुयें ब्रोमीन के साथ संयुक्त होकर ब्रोमाइड बनाती हैं । ये सभी ब्रोमाइड पानी में बहुत कुछ विलेय हैं, केवल चाँदी, सल्फे और मरक्यूरस पारे के ब्रोमाइड पानी में बहुत कम घुलते हैं । किसी ब्रोमाइड के विलयन में नाइट्रिक ऐसिड और सिल्वर नाइट्रेट का विलयन डाला जाय तो सिल्वर ब्रोमाइड का पीला अवक्षेप आयेगा—



यह अवक्षेप हल्के अमोनिया विलयन में विलेय नहीं है (सिल्वर क्लोराइड का सफेद अवक्षेप अमोनिया में घुल जाता है) ।

सभी ब्रोमाइड सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड और मैंगनीज टिऑक्साइड के साथ गरम करने पर ब्रोमीन गैस देते हैं ।

ब्रोमाइड के विलयन पैलेडियम नाइट्रेट के साथ पैलेडियम ब्रोमाइड, PdBr_2 , का लाल-भूरा अवक्षेप देते हैं।

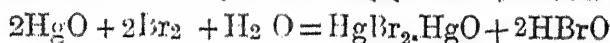
ब्रोमाइड के विलयन में क्लोरोफॉर्म डालो और फिर इसे क्लोरीन-जल के साथ हिलाओ। जो ब्रोमीन मुक्त होगा वह क्लोरोफॉर्म में घुल कर लाल विलयन देगा।

ब्रोमीन के ऑक्सि-ऐसिड—ब्रोमीन के दो ऑक्साइड, Br_2O , और BrO_2 ज्ञात हैं। इनके अतिरिक्त इसके तीन ऑक्सि-ऐसिड और उनके लवण प्राप्त हैं—

१. हाइपोब्रोमस ऐसिड, HBrO —लवण हाइपोब्रोमाइट।
२. ब्रोमस ऐसिड, HBrO_2 —लवण ब्रोमाइट।
३. ब्रोमिक ऐसिड, HBrO_3 —लवण ब्रोमेट।

परब्रोमिक ऐसिड और परब्रोमेट नहीं ज्ञात हैं।

हाइपोब्रोमस ऐसिड, HBrO —मरक्यूरिक ऑक्साइड के ताजे अवक्षेप को ब्रोमीन जल के साथ हिलाया जाय तो हाइपोब्रोमस ऐसिड बनता है।



इस प्रकार हाइपोब्रोमस ऐसिड का लगभग ६ प्रतिशत विलयन मिलता है। इसे शून्य में 40° पर संचित कर सकते हैं।

यह पीला द्रव है। गरम करने पर ब्रोमीन और ब्रोमिक ऐसिड में विभक्त हो जाता है। यह प्रबल उपचायक पदार्थ है।

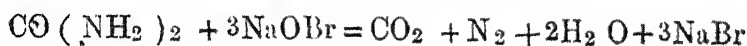
हाइपोब्रोमाइट—यदि ठंडे कास्टिक सोडा या कास्टिक पोटाश के विलयन में ब्रोमीन प्रवाहित किया जाय तो अस्थायी हाइपोब्रोमाइट लवण बनते हैं—



इनका उपयोग उपचायक रसों के रूप में होता है। वे गरम करने पर ब्रोमेट में परिवर्तित हो जाते हैं—

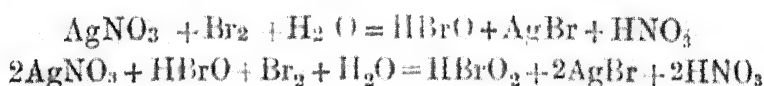


सोडियम हाइपोब्रोमाइट के क्षारीय विलयन का उपयोग मूत्र में यूरिया की मात्रा जानने में किया जाता है। यूरिया के योग से यह नाइट्रोजन, कार्बन ट्राइऑक्साइड, पानी और सोडियम ब्रोमाइड देता है—



बुझा हुआ चूना ब्रोमीन वाष्पों शोषित करके विरंजन चूर्ण के समान कैल्सियम लवण, CaOBr_2 , देता है। इसे यदि हलके नाइट्रिक एसिड के साथ खवित करें तो हाइपोब्रोमस एसिड का जलीय विलयन मिलता है।

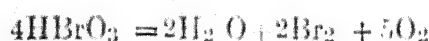
ब्रोमस एसिड, HBrO_2 — ब्रोमीन जल और रजत नाइट्रेट के सान्द्र विलयन के योग से यह बनता है—



ब्रोमिक एसिड, HBrO_3 — यदि पोटैशियम ब्रोमेट के विलयन में रजत नाइट्रेट छोड़ा जाय तो रजत ब्रोमेट, AgBrO_3 , का अवक्षेप आता है। इस अवक्षेप को यदि ब्रोमीन-जल से प्रतिकृत किया जाय तो अविलेय रजत-ब्रोमाइड और विलेय ब्रोमिक एसिड बनता है—



विलयन को छान कर यदि जलजम्पक पर उड़ाया जाय तो ब्रोमिक एसिड का ५ प्रतिशत विलयन मिल सकता है। सूखे में खवित करने पर यह सान्द्रता ५० प्रतिशत तक पहुँच सकती है। यदि और गाढ़ा करने का प्रयत्न किया जायगा तो यह विभक्त होकर ब्रोमीन और ऑक्सीजन देने लगेगा—



ब्रोमिक एसिड प्रबल उपचायक द्रव्य है। यह गन्धक टिआक्साइड के सल्फ्यूरिक एसिड में परिणत करता है—



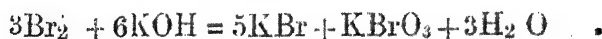
यह हाइड्रोब्रोमिक एसिड के साथ ब्रोमीन देता है—



हाइड्रोब्रम सल्फाइड के साथ गन्धक देता है—



ब्रोमेट — ब्रोमिक एसिड के लवण ब्रोमेट कहलाते हैं। ये क्लोराटों से मिलते जुलते हैं, और उसी प्रकार की प्रतिक्रियाओं से बनते हैं। यदि गरम सान्द्र दारों के विलयन में ब्रोमीन घोला जाय तो जो नारंग विलयन मिलता है, उसमें ब्रोमाइड और ब्रोमेट दोनों होते हैं—



पोटैसियम ब्रोमेट ब्रोमाइड की अपेक्षा बहुत कम विलेय है, अतः मरिमीकरण द्वारा इसके मरिभम पहले अलग किये जा सकते हैं।

यदि पोटैसियम कार्बोनेट के विलयन को क्लोरीन गैस से संतृप्त करें तो पोटैसियम हाइपोक्लोराइट, KClO , बनता है—



अब यदि विलयन में ब्रोमीन वाष्प प्रवाहित की जायँ तो भी पोटैसियम ब्रोमेट बनेगा—



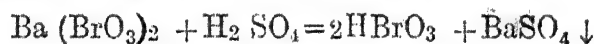
यदि पोटैसियम ब्रोमाइड के क्षारीय विलयन में क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय तो भी पोटैसियम ब्रोमेट बनेगा—



सान्द्र गरम बेराइटा के विलयन में यदि ब्रोमीन का आधिक्य छोड़ा जाय तो बेरियम ब्रोमेट का अवक्षेप आवेगा—

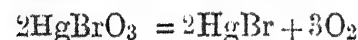
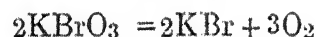


बेरियम ब्रोमाइड विलेय है, अतः छानने पर यह तो विलयन में रह जायगा। बेरियम ब्रोमेट के अवक्षेप में हल्का सल्फ्यूरिक एसिड मिलाया जाय तो ब्रोमिक एसिड विलयन में आ जायगा—



अधिकांश ब्रोमेट पानी में कम ही विलेय हैं। गरम करने पर ये तीन प्रकार से विभक्त होते हैं, किन्तु परब्रोमेट किसी अवस्था में नहीं बनता—

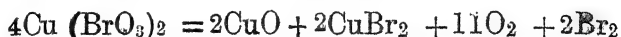
(१) पोटैसियम, पारे (अस) और चाँदी के ब्रोमेट गरम करने पर ब्रोमाइड और ऑक्सीजन देते हैं—



(२) मैगनीशियम, यशद और ऐल्यूमीनियम के ब्रोमेट ब्रोमाइड, ब्रोमीन और ऑक्सीजन देते हैं—



(३) सीसे और ताँबे के ब्रोमेट ऑक्साइड और ब्रोमाइड देते हैं—



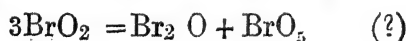
ब्रोमीन के ऑक्साइड—ब्रोमीन एकौक्साइड, Br_2O —विशेष विधि से बनाये गये मरक्यूरिक ऑक्साइड पर ब्रोमीन की प्रतिक्रिया से हाइपोब्रोमस एसिड के साथ साथ कुछ ब्रोमीन एकौक्साइड भी बनता है—



इस काम के लिये मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में 40° तापक्रम पर बहुत हलका सोडियम हाइड्रॉक्साइड का विलयन मिलाना चाहिये। इस प्रकार जो मरक्यूरिक ऑक्साइड का अवक्षेप आता है, वह क्रियाबाम है।

ब्रोमीन एकौक्साइड गहरे भूरे रंग की अस्थायी गैस है जो 0° पर भी विभक्त हो जाती है।

ब्रोमीन द्विऑक्साइड, BrO_2 —द्रव वायु के तापक्रम पर ओज़ोनो-त्पादक में होकर के यदि ब्रोमीन वाष्पों और ऑक्सीजन गैस (आभिक्य में) का मिश्रण प्रवाहित किया जाय, तो ब्रोमीन द्विऑक्साइड बनता है। यह पीले रंग का ठोस पदार्थ है, जो शून्य पर विभाजित होकर ब्रोमीन एकौक्साइड और एक उच्चतर ऑक्साइड देता है—



ओज़ोन और ब्रोमीन वाष्पों के 0° से नीचे के तापक्रम के बाग से $(\text{Br}_3\text{O}_8)_n$ ऑक्साइड भी मिला है जो बहुत अस्थायी है।

आयोडीन, I

[Iodine]

आयोडीन हैलोजन समूह का अन्तिम तत्व है। सन् १८१२ में पेरिस के कुर्त्तूआ (Courtois) ने कल्प (समुद्र नरकुलों की राख) से सोडा निकाल लेने के बाद जो मातृद्रव बचा उसे मैगनीज़ द्विऑक्साइड और सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम किया। ऐसा करने पर उसने बैजनी रंग की वाष्पें उठती हुई देखीं। ये वाष्पें ठंडी होने पर एक ऐसे काले पदार्थ में परिणत हो गयीं जिसमें धातु की सी आभा थी। इस पदार्थ का नाम “एक्स-पदार्थ” रक्खा गया। इसकी परीक्षा गे लूज़ाक (Gay Lussac) और डेवी (Davy) ने

ने लगभग एक ही समय में की। डेवी के प्रयोग के फल ११ दिसम्बर १८१२ को प्रकाशित हुये और गे लूज़ाक के १२ दिसम्बर १८१२ को। इन दोनों ने घोषित किया कि यह “एक्स-पदार्थ” एक नया तत्त्व है जो क्लोरीन के समान गुणों वाला है। बैजनी रंग की वाष्पों के कारण इसका नाम “आयोडीन” रखा गया (ग्रीक भाषा में आयोडेस का अर्थ बैजनी रंग का है)। डेवी और गे लूज़ाक ने यह भी देखा कि आयोडीन और हाइड्रोजन के योग से हाइड्रोआयोडिक ऐसिड भी बनता है जो हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के समान है।

आयोडीन बहुधा आयोडाइड के रूप में प्रकृति में विस्तृत पाया जाता है। समुद्र के पानी में यह अधिक से अधिक ०.००२ प्रतिशत तक पाया जाता है। यहाँ से यह समुद्री नरकुलों के शरीर में प्रविष्ट होता है। स्पंज में भी यह “आयोडोस्पंजिन” के रूप में (जो एक कार्बनिक यौगिक है) पाया जाता है। मनुष्यों की चुल्लिका ग्रन्थि (थायरायड) में भी यह आयोडो-थायरिन, $C_{11}H_{10}O_9NI_9$, के रूप में पाया जाता है। भोजन में यदि आयोडीन मनुष्य को न मिले, तो घेघा, गण्डमाल आदि रोग हो जाते हैं।

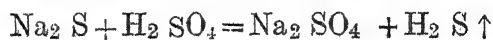
चिली प्रान्त के शोरे (केलीचे) में ०.२ प्रतिशत के लगभग सोडियम आयोडेट होता है। शोरे के मणिभोक्षण के बाद जो मातृद्रव बच रहता है उसमें इतना आयोडेट होता है कि प्रति लीटर ३ ग्राम आयोडीन मिल सके। इस आयोडेट से ही अधिकांश आयोडीन तैयार किया जाता है।

नरकुलों की राख से आयोडीन—जैसा कहा जा चुका है, समुद्री नरकुलों की राख से भी आयोडीन तैयार करते हैं। इस राख में ०.५ प्रतिशत आयोडीन पोटेसियम और सोडियम आयोडाइड के रूप में होता है। जो नरकुल गहरे लाल रंग के होते हैं और तूफान आने पर तट की ओर बह आते हैं, उनमें आयोडीन अधिक होता है। जो नरकुल ज्वार भाटे के प्रवाह में नहीं आते उन्हें आयोडीन-समुद्र के पानी से प्राप्त होता है।

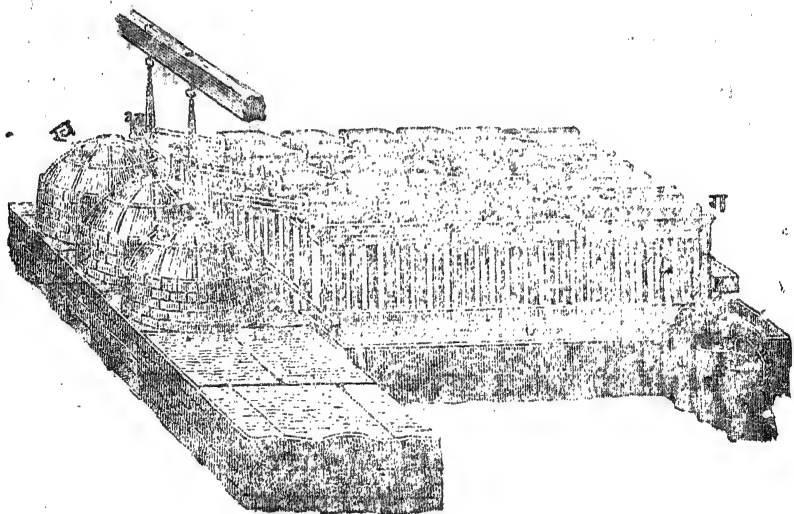
नरकुलों को पहले सुखा लिया जाता है, और फिर जलाते हैं। जो राख बचती है उसमें पोटेसियम सल्फाइड, पोटेसियम क्लोराइड, सोडियम कार्बोनेट और १ से १.५ प्रतिशत इन धातुओं के आयोडाइड होते हैं। इस राख को “केल्प” कहते हैं।

केल्प का निष्कर्ष पानी से निकाला जाता है। जो विलयन मिला उसे

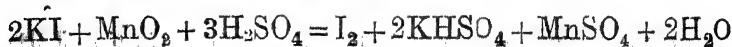
छान लेते हैं। अब निस्यन्द का मणिभीकरण करते हैं। इस प्रकार पोटैसियम सल्फेट, पोटैसियम क्लोराइड और सोडियम क्लोराइड के रवे पृथक् हो जाते हैं। अब जो मातृद्रव बचा उसमें सोडियम और पोटैसियम के आयोडाइड, कुछ ब्रोमाइड, और सल्फाइड होते हैं। इस विलयन में पहले सल्फ्यूरिक एसिड डालते हैं, जिससे सल्फाइड विभक्त हो जाता है—



अब इसमें मैगनीज द्विऑक्साइड और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड डाल कर खवख करते हैं। इस प्रकार आयोडीन-वाष्पें उठती हैं जिन्हें मिट्टी या पत्थर के बने पात्रों में जिन्हें उडेल (Udell) कहते हैं ठंडा कर लेते हैं। एक दूसरे से क्रमशः संयुक्त कई उडेल इस काम के लिये पंक्तियों में रखे जाते हैं।



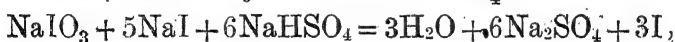
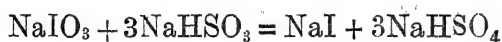
चित्र १२८— उडेल द्वारा आयोडीन बनाना



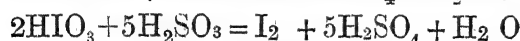
पोर्सिलेन के कड़ाहों में ऊर्ध्वपातन करके आयोडीन का फिर शोधन कर लिया जाता है।

१ टन कल्प या राख से इस प्रकार १२ पौंड के लगभग आयोडीन मिलता है।

केलीचे से आयोडीन—केलीचे अर्थात् चिली के शौर के विलयन से सोडियम नाइट्रेट पृथक् कर लेने के अनन्तर जो मातृद्रव रह जाता है उसमें प्रति लीटर ४.५ ग्राम सोडियम आयोडेट, NaIO_3 , होता है। इसके अतिरिक्त इस द्रव में कुछ सोडियम नाइट्रेट, सल्फेट, और क्लोराइड और कुछ मेगनीशियम लवण भी होते हैं। इस द्रव में सोडियम वाइ-सल्फाइड की ठीक उतनी ही मात्रा छोड़ी जाती है जितना आयोडीन अवक्षिप्त करने के लिये काफी हो। यह काम सीसे के अस्तर लगे पीपो में किया जाता है। प्रतिक्रियाएँ निम्न प्रकार हैं—

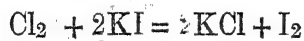


कभी कभी ये प्रतिक्रियाएँ हलके सल्फ्यूरिक एसिड की उपस्थिति में की जाती हैं—



इस प्रकार जो आयोडीन का अवक्षेप आता है, उसे निचोड़ते हैं, फिर धोकर सुखाते हैं और बाद को उडेलों में ऊर्ध्वपातन करके शोध लेते हैं।

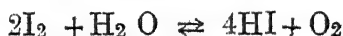
आयोडीन में बहुधा क्लोरीन की अशुद्धि होती है। अतः इसे अलग करने की सरल विधि इस प्रकार है— ढके हुये बीकर में आयोडीन लो और इसके ऊपर थोड़ा सा सान्द्र पोटैसियम आयोडाइड विलयन डालो। मिश्रण को तब तक गरम करो जब तक आयोडीन गल न जाय। फिर विलयन को ठंडा कर लो। इस विधि से इसका क्लोरीन निकल जायगा।



बाजार से जो आयोडीन मिलता है, उसमें थोड़ा सा आयोडीन क्लोराइड ICl , कुछ आयोडीन ब्रोमाइड IBr , और कुछ सायनोजन आयोडाइड, ONF , होता है। ये सभी वाष्पशील पदार्थ हैं, और ऊर्ध्वपातन द्वारा इन्हें नहीं पृथक् किया जा सकता है। पर यदि इस अशुद्ध आयोडीन में थोड़ा सा पोटैसियम आयोडाइड पीस कर मिला दें और फिर ऊर्ध्वपातन करें, तो शुद्ध आयोडीन मिलेगा।

आयोडीन के गुण—आयोडीन धूसर-श्याम वर्ण का ठोस मणिभीय पदार्थ है। इसमें धातुओं की सी आभा होती है। यह रॉम्बिक आकार के पत्रों में मणिभीकृत होता है। यदि 120° पर काँच के ऊपर इसकी हलकी तह जमायी जाय तो यह पारदर्शक प्रतीत होता है। आयोडीन में क्लोरीन की सी विशिष्ट गन्ध होती है। अधिक मात्रा में इसकी वाष्पें आँख और नाक के प्रति कष्टकर होती हैं। आयोडीन 114° पर पिघलता है और 184° पर उबलता है। यह द्रवणांक से नीचे भी काफी वाष्पशील है और बैजनी रंग की वाष्पें देता है। इसका वाष्प-घनत्व १२८ है अतः इसका अणु द्वि-परमाणक (I_2) है। यह वाष्पें हवा से ६ गुना भारी हैं।

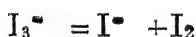
आयोडीन पानी में कम ही विलेय है। संतृप्त विलयन में लगभग ०.०११ प्रतिशत आयोडीन होता है। (12° पर ३६१६ भाग जल में १ भाग, 45° पर १०८४ भाग जल में १ भाग)। इसके विलयन का रंग भूरा-पीला होता है। यह विलयन रख छोड़ने पर निम्न प्रकार विभक्त हो जाता है—



परन्तु आयोडीन पोटैसियम आयोडाइड की विद्यमानता में पानी में बहुत बुल सकता है। पोटैसियम आयोडाइड के साथ यह KI_3 रूप का यौगिक बनाता है—



यह पोटैसियम त्रिआयोडाइड विलयन में I_3^- आयन देता है। परन्तु यह आयन भी शीघ्र विभक्त होकर मुक्त आयोडीन देती है—



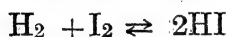
अतः लगभग सभी प्रतिक्रियाओं में आयोडीन का पोटैसियम आयोडाइड में विलयन उसी प्रकार व्यवहार करता है मानो यह आयोडीन का विलयन ही हो।

आयोडीन क्लोरोफार्म और कार्बन टिर्शलफाइड में अच्छी तरह विलेय है। विलयन का रंग बैजनी होता है। एलकोहल, ईथर और अन्य ऑक्सीजन युक्त विव्हायकों में विलयन का रंग भूरा होता है—संभवतः विलायक और आयोडीन का कोई यौगिक बनता हो।

आयोडीन क्षार तत्त्वों के आयोडाइडों के साथ निम्न प्रकार के बहु-आयोडाइड भी बनाता है— CsI_3 , CsI_5 , RbI_3 , KI_7 आदि।

आयोडीन, पोटैशियम आयोडाइड, पानी (तीनों आधा आधा और) और एक १ पिंट शोधित स्पिरिट (अथवा मेथिलेटेड स्पिरिट) मिला कर जो विलयन बनता है उसे टिंक्चर आवा आयोडीन कहते हैं ।

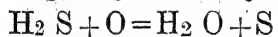
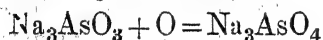
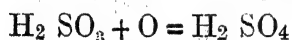
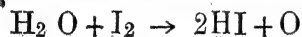
आयोडीन ऑक्सीजन से सीधे संयुक्त नहीं होता । हाइड्रोजन के साथ इसका योग होकर हाइड्रोजन आयोडाइड बनता है । प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है—



यह प्रतिक्रिया बहुत धीमी है, परन्तु प्लैटिनम की विद्यमानता में इसका वेग बढ़ जाता है । आयोडीन वाष्प और हाइड्रोजन का मिश्रण तप्त प्लैटिनम स्पंज के ऊपर प्रवाहित करना चाहिये ।

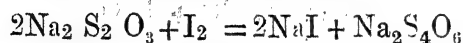
अन्य हैलोजन तत्त्वों की अपेक्षा आयोडीन कम क्रियावान् है । अधातुओं में यह केवल फॉस्फोरस, क्लोरीन और फ्लोरीन से सीधे संयुक्त होता है । धातुयें इसके साथ काफी उग्रता से संयुक्त होती हैं, फिर भी उतनी उग्रता से नहीं जितनी कि क्लोरीन या ब्रोमीन के साथ ।

अन्य हैलोजनों की अपेक्षा आयोडीन कम प्रबल उपचायक है । फिर भी यह सल्फाइट को सल्फेट में, आर्सेनाइट को आर्सेनेट में, एवं हाइड्रोजन सल्फाइड को गन्धक में परिणत कर देता है । सभी प्रतिक्रियाओं में हाइड्रो-आयोडिक एसिड बनता है—



इनमें से अधिकांश प्रतिक्रियाओं का उपयोग अनुमापन में किया जाता है ।

आयोडीन का विलयन हाइपो के योग होने पर नीरङ्ग पड़ जाता है, प्रतिक्रिया में सोडियम चतुःथायोनेट बनता है—



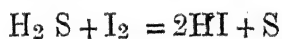
इस प्रतिक्रिया का उपयोग भी अनुमापन में होता है ।

आयोडीन का हलका विलयन स्टार्च (निशास्ता) के विलयन के साथ सुन्दर नीला रंग देता है । १० लाख भाग विलयन में एक भाग ही आयोडीन क्यों न हो, यह स्टार्च के विलयन के साथ हलका नीला रङ्ग देगा । इस २० शां० १२५

प्रयोग के आधार पर आयोडीन की सूक्ष्म मात्राओं की पहचान की जा सकती है। प्रयोग करने के लिये स्टार्च के ताजे बने विलयन का प्रयोग करना चाहिये। कई दिन का रक्खा हुआ स्टार्च विलयन उदविच्छेदित होने पर ऐसे यौगिक देता है जो आयोडीन के साथ ठोक रंग नहीं देते।

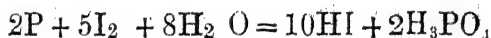
हाइड्रोआयोडिक एसिड या हाइड्रोजन आयोडाइड, HI—यह एसिड आयोडाइडों और एसिडों के योग से सीधा नहीं बन सकता। हाइड्रोजन और आयोडीन वाष्पों तप्त प्लैटिनम स्पंज या प्लैटिनीकृत ऐसबेस्टस की विद्यमानता में संयुक्त होकर हाइड्रोआयोडिक एसिड देती हैं जिसका उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। साथ में जो आयोडीन वाष्प भी संगृहीत हुई हों उन्हें नम लाल फॉस्फोरस के योग से अलग कर देते हैं।

आयोडीन के विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करके भी हाइड्रोआयोडिक एसिड का विलयन प्राप्त किया जा सकता है। प्रतिक्रिया में अवक्षिप्त गन्धक को छान कर अलग कर देते हैं।



आयोडीन को पानी में आस्रसित करने हैं और फिर हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करते हैं जब तक कि आयोडीन का सब रङ्ग उड़ न जाय।

हाइड्रोजन आयोडाइड बनाने की सरल विधि लाल फॉस्फोरस, पानी, और आयोडीन के योग से है। शुष्क फ्लास्क में लाल फॉस्फोरस और आयोडीन का मिश्रण लेते हैं और थिसेलफनेल से थोड़ा थोड़ा करके पानी मिश्रण पर छोड़ते हैं। यदि गैस बहुत तेजी से निकले तो फ्लास्क को ठंडा कर लेना चाहिये—



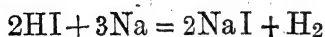
संभवतः प्रतिक्रिया में पहले फॉस्फोरस आयोडाइड बनता है, जो बाद को पानी से विभक्त होकर हाइड्रोआयोडिक एसिड देता है —



प्रतिक्रिया द्वारा हाइड्रोजन आयोडाइड गैस निकलती है, उसे पानी में प्रवाहित करके धोल लिया जाता है।

हाइड्रोजन आयोडाइड के गुण—यह नीरंग धूमवान् गैस है। इसमें तीक्ष्ण गन्ध होती है। १ आयतन जल में १०° पर यह ४२५ आयतन विलेय है। ०° पर ४ वायुमंडल के दाब पर यह द्रवीभूत किया जा सकता

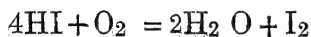
है। द्रव का कथनांक -३५.५° और हिमांक -५०.६° है। इसकी वाष्पों का सापेक्ष घनत्व ६.३६४ है। सोडियम संरस के योग से यह दिखाया जा सकता है कि दो आयतन हाइड्रोजन आयोडाइड में से १ आयतन हाइड्रोजन बनता है।



२ आयतन

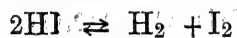
१ आयतन

इसके सान्द्र विलयन को गरम करने पर समक्वाथी अर्थात् स्थिर कथनांक का मिश्रण प्राप्त होता है जो १२६° पर उबलता है और जिसमें भार की अपेक्षा से ५७ प्रतिशत ऐसिड होता है। इसका ताजा विलयन नीरंग होता है पर हवा में यह विलयन पीला पड़ जाता है—



शुष्क हाइड्रोजन आयोडाइड और शुष्क ऑक्सीजन का मिश्रण भी धूप में रखने पर इसी प्रतिक्रिया के अनुसार विभक्त होकर आयोडीन देता है।

स्वतः हाइड्रोजन आयोडाइड धूप में रखा हुआ विभक्त होता रहता है। विक्टर मेयर (Victor Meyer) के एक प्रयोग में १० दिन में विभाजन ६० प्रतिशत और १ वर्ष में ६६ प्रतिशत हुआ।

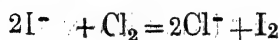
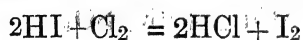


गरम करने पर यह विभाजन और अधिक वेग से होता है। साम्यावस्था ३५०° पर १६.३ प्रतिशत पर और ४४४° पर ७६ प्रतिशत पर स्थापित होती है। २५०° से नीचे के तापक्रम पर विभाजन बहुत धीरे होता है। स्पंजी प्लैटिनम की उपस्थिति में विभाजन का वेग और बढ़ जाता है।

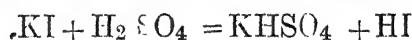
हाइड्रोजन आयोडाइड के विलयन को ठंढा करने पर कई हाइड्रेट पृथक् होते हैं—



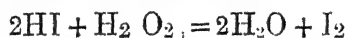
यह ऐसिड क्लोरीन या ब्रोमीन के योग से आयोडीन मुक्त कर देता है—



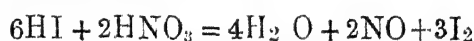
लगभग प्रत्येक उपचायक पदार्थ हाइड्रोआयोडिक एसिड का उपचयन कर देता है, और आयोडीन मुक्त होता है। ये प्रतिक्रियाएँ पोटैसियम आयोडाइड और हलके सल्फ्यूरिक एसिड के साथ की जा सकती हैं—



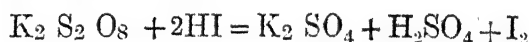
(१) हाइड्रोजन पेरॉक्साइड के साथ—



(२) नाइट्रिक एसिड के साथ—

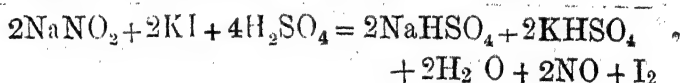
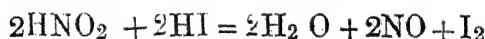
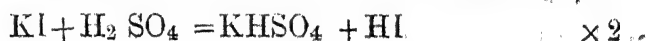


(३) परसलफेट के साथ—

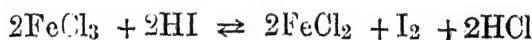


नीचे लिखी निम्न प्रतिक्रियाओं में भी हाइड्रोआयोडिक एसिड या आयोडाइडों से आयोडीन निकलता है—

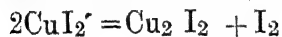
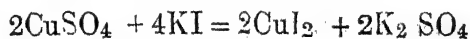
(१) सोडियम नाइट्राइट और पोटैसियम आयोडाइड के मिश्रण से हलके एसिड की उपस्थिति में—



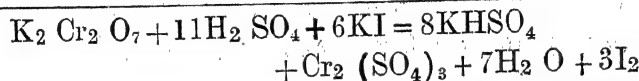
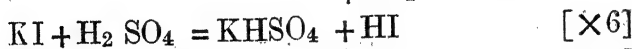
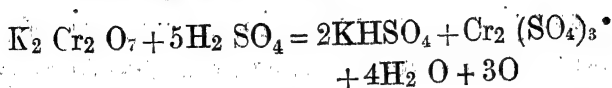
(२) फेरिक क्लोराइड के साथ—



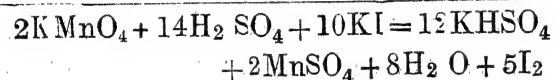
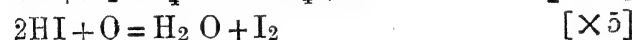
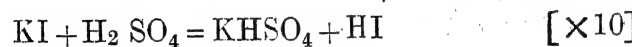
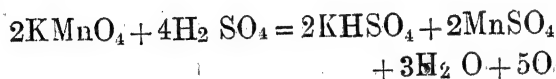
(३) ताम्र सल्फेट पोटैसियम आयोडाइड के साथ पहले तो क्यूप्रिक आयोडाइड, CuI_2 , देता है जो अस्थायी होने के कारण तत्काल स्वतः विभाजित होकर क्यूप्रस आयोडाइड, Cu_2I_2 , और आयोडीन देता है—



(४) पोटैसियम दिक्रोमेट के आम्ल विलयन के साथ—



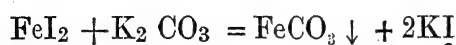
(५) पोटैसियम परमैंगनेट का विलयन भी आम्ल पोटैसियम आयोडाइड के साथ—



आयोडाइड—हाइड्रोआयोडिक एसिड के लवणों को आयोडाइड कहते हैं। इनकी कुछ प्रतिक्रियाएँ ऊपर दी जा चुकी हैं। रजत, थैलस और क्यूप्रस आयोडाइड के समान कुछ आयोडाइडों को छोड़ कर शेष आयोडाइड पानी में विलेय हैं। आयोडाइडों के विलयन में सिलवर नाइट्रेट का विलयन छोड़ने पर सिलवर आयोडाइड का पीला अवक्षेप आता है, जो नाइट्रिक एसिड और अमोनिया के विलयनों में अविलेय है।

सभी आयोडाइड मैंगनीज़ ट्राइऑक्साइड और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर आयोडीन वाष्प देते हैं। आयोडाइड के विलयनों को आम्ल करके इनमें सोडियम नाइट्राइट छोड़ने पर भी आयोडीन मुक्त होता है। इन प्रतिक्रियाओं का उपयोग आयोडाइडों की पहिचान में किया जाता है।

पोटैसियम आयोडाइड—लोहे के चूरे को पानी और आयोडीन के साथ घोटने पर फेरस आयोडाइड, FeI_2 , बनता है। इसके विलयन में पोटैसियम कार्बोनेट छोड़ते हैं—



छान कर फेरस कार्बोनेट का अवक्षेप अलग कर लेते हैं। विलयन को सुखा कर आयोडाइड के मणिम प्राप्त हो जाते हैं।

गोविन्द, लम्पक, और हरि। रसरत्नसमुच्चय के रचयिता वाग्भट्ट का पिता सिंहगुप्त भी प्रसिद्ध चिकित्सक था। ऊपर २७ व्यक्तियों के जो नाम दिए हैं, उनमें एक व्यक्ति यशोधर है। सम्भवतः इसका शुद्ध पाठ यशोधर है। यशोधर का एक ग्रंथ रसप्रकाश-सुधाकर मिलता है। यह ग्रंथ रसकल्पसूत्र से मिलता-जुलता है। ऐसा प्रतीत होता है कि रसरत्नसमुच्चय कोई मौलिक ग्रंथ नहीं है। यह रसार्णव एवं सोमदेव और यशोधर के अन्य ग्रंथों का संग्रह-मात्र है।

यशोधर को ही जस्ता धातु बनाने की विधि का श्रेय देना चाहिए। इस विधि का उल्लेख हम ऊपर कर आए हैं। यशोधर ने अपने ग्रंथ "रसप्रकाश-सुधाकर" में साफ-साफ लिखा है कि उसने ये प्रयोग स्वयं करने तथा से किए, और अतः ये अनुभवसिद्ध हैं।

इसी समय का एक ग्रंथ रसकल्प है जो रसधामनी ग्रंथ का एक भाग है। इसमें गोविन्द, स्वच्छन्द भैरव आदि रसायनज्ञों के नामों का उल्लेख भी है; रसकल्प में पारे मारने की विधि, मदारस, रस, उन्नय, ४ प्रकार के गन्धक, अनेक प्रकार की फिटकरी (भोगाष्टी), ३ प्रकार के कागज (कासीय, पुष्पकासीय और हीरकासीय), २ प्रकार के गैरिक, मोला मारने का विधि (नौसादर-चूलिकलवण, गन्धक, चित्रार्द्रागम, और सोमूख के योग में), ताम्रसत्व, और रसकसत्व (जस्ता) आदि का उल्लेख है।

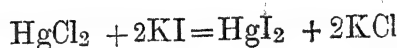
विष्णुदेव-विरचित एक और ग्रंथ रसराजलक्ष्मी है। इसमें इनसे पूर्व-वर्ती तंत्रों और रसायनज्ञों का उल्लेख किया है, और इस दृष्टि से इस ग्रंथ का ऐतिहासिक महत्व है।

विष्णुदेव ने निम्न आचार्यों और ग्रंथों के प्रति कुलवत्ता प्रदर्शित की है—रसार्णव, काकचण्डीश्वर, नागार्जुन, व्याधि, स्वच्छन्द, रामादर, वासुदेव, भगवद् गोविन्द, चरक, सुश्रुत, हार्गत, वाग्भट्ट, आदि। ये सब तेरहवीं शताब्दी तक के आचार्य हैं।

संवत् १५५७ आश्विन कृष्ण ५ सोमवार का मयनक्षत्र ने रसराजलक्ष्मी का ग्रंथ पूर्ण किया। इस ग्रंथ में पहले पहल अफीम का उल्लेख आता है।

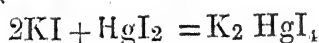
लगभग इसी समय का एक ग्रन्थ पार्वतीपुत्र विष्णुनाथ-विरचित रस-रत्नाकर है। इस ग्रन्थ में शिव-विरचित रसार्णव, रसमंगल-शोफता, नागार्जुन, चर्पटिसिद्धि, वाग्भट्ट और सुश्रुत का उल्लेख है।

• मरक्यूरिक आयोडाइड—पोटैसियम आयोडाइड और मरक्यूरिक क्लोराइड के योग से मरक्यूरिक आयोडाइड का सेंदुरी रंग का सुन्दर अवक्षेप आता है।



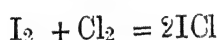
यह आयोडाइड दो प्रकार का होता है। एक तो लाल जो 126° के नीचे स्थायी है और दूसरा पीला जो 126° के ऊपर स्थायी है।

मरक्यूरिक आयोडाइड पोटैसियम आयोडाइड के आधिक्य में विलेय है—



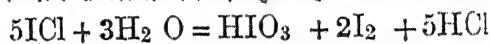
विलयन में से पोटैसियम मरक्यूरिक आयोडाइड के मणिभ प्राप्त होते हैं।

आयोडीन एक-क्लोराइड, ICl —क्लोरीन गैस को आयोडीन के ऊपर प्रवाहित करने पर यह बनता है—

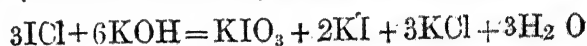


यह गहरे लाल रंग का द्रव है, जो रक्खे रहने पर (विशेषतया त्रिक्लोराइड के सुद्ध अंश की उपस्थिति में) ठोस पड़ जाता है। ठोस पड़ने पर जो पदार्थ पहली बार बनता है वह 18° पर द्रवीभूत होता है, पर थोड़ी देर रख छोड़ने पर यह दूसरा स्थायी रूपान्तर देता है जिसका द्रवणांक 26.2° है। इसके रवे सुन्दर लाल सुई ऐसे होते हैं। यदि द्रव आयोडीन क्लोराइड को 18° के नीचे तक ठंडा कर लिया जाय और फिर इस द्रव में यदि पहले रूपान्तर के एक-दो मणिभ छोड़े जायँ, तो समस्त क्लोराइड के पहले रूपान्तर के मणिभ मिलेंगे। यदि द्रव में दूसरे रूपान्तर के मणिभों का वपन किया जाय, तो दूसरे रूपान्तर के ही मणिभ द्रव में से पृथक् होंगे।

पानी के योग से आयोडीन एक-क्लोराइड विभाजित हो जाता है—

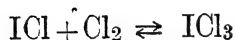


इसी प्रकार क्षारों के योग से क्लोराइड, आयोडेट और आयोडाइड बनते हैं—



आयोडीन और अम्लराज के योग से भी आयोडीन क्लोराइड बनता है। पोटैसियम क्लोरेट और आयोडीन को गरम करने पर भी यह बनता है। यह 26.2° पर उबलता है।

आयोडीन त्रिक्लोराइड, ICl_3 —यह आयोडीन अथवा आयोडीन क्लोराइड पर क्लोरीन के आधिक्य से बनता है—



यह उत्क्रमणीय प्रतिक्रिया है, क्योंकि त्रिक्लोराइड एक-क्लोराइड में विभक्त हो जाता है। 60° के ऊपर यह विभाजन शतप्रतिशत होता है।

आयोडीन पंचौक्साइड को हाइड्रोजन क्लोराइड में गरम करने पर भी त्रिक्लोराइड बनता है—

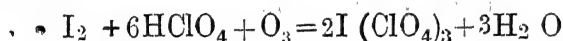


यह नीबू के से पीले रंग का मणिभीय पदार्थ है। यह भी क्षारों के योग से आयोडेट, क्लोराइड और आयोडाइड में विभक्त हो जाता है।

आयोडीन लवण—आयोडीन को हैम ऐसीटिक एसिड में घोल कर यदि क्लोरीन एकौक्साइड, Cl_2O , से प्रतिकृत करें तो आयोडीन ऐसीटेट, $\text{I}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, लवण बनता है।

आयोडीन सल्फेट, $\text{I}_2(\text{SO}_4)_3$, और आयोडीन परक्लोरेट, $\text{I}(\text{ClO}_4)_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, भी बनाये गये हैं। आयोडीन त्रिक्लोराइड के समान इन लवणों में आयोडीन की संयोज्यता ३ है।

आयोडीन को निर्जल परक्लोरिक एसिड में घोल कर और ठंडा करके ओज़ोन की प्रतिक्रिया से आयोडीन परक्लोरेट बनता है—



आयोडीन पंचफ्लोराइड, IF_5 —यह आयोडीन और फ्लोरीन के योग से बनता है। इसका द्रवणांक -10° , और क्वथनांक 60° है।

आयोडीन के ऑक्साइड और ऑक्सि-एसिड—आयोडीन के तीन ऑक्साइड, IO_2 (या I_2O_4), I_4O_9 और I_2O_5 पाये जाते हैं। इनके संबंधित सब ऑक्सि-एसिड तो नहीं, पर निम्न देख्यात हैं—

ऑक्साइड

ऑक्सि-एसिड

—

हाइपो आयोडस HOI

आयोडीन द्विऑक्साइड, IO_2 या I_2O_4

—

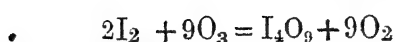
आयोडीन पंचौक्साइड, I_2O_5

आयोडिक HIO_3

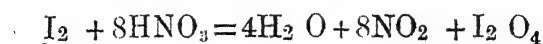
परायोडिक HIO_4

$2\text{H}_2\text{O}$ या H_5IO_6

आयोडीन ऑक्साइड—शुष्क आयोडीन और ओज़ोन के योग से पीला ऑक्साइड, I_4O_9 , मिलता है—

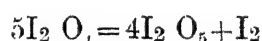


ठंडे नाइट्रिक एसिड और आयोडीन के योग से नीबू के रंग सा पीला चूर्ण द्विआक्साइड, IO_2 या I_2O_4 का प्राप्त होता है।



आयोडिक एसिड को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर भी यह बनता है।

यह द्विआक्साइड 120° तक गरम करने पर आयोडीन और आयोडीन पंचौक्साइड देता है—

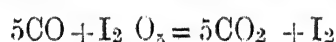


आयोडीन पंचौक्साइड, I_2O_5 —यह आयोडिक एसिड को 200° तक गरम करने पर मिलता है—



यह श्वेत ठोस पदार्थ है। 300° तक गरम करने पर यह गलता और फिर विभक्त हो जाता है—आयोडीन और ऑक्सीजन पृथक् पृथक् हो जाते हैं।

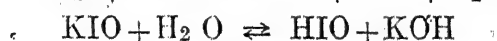
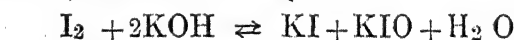
यह पदार्थ कार्बन एक्साइड के द्विआक्साइड में परिणत कर देता है—



आयोडीन पंचौक्साइड पानी में घुल कर आयोडिक एसिड देता है।



हाइपोआयोडस एसिड, HIO —ठंडे हलके कास्टिक सोडा के विलयन में आयोडीन घुल कर एक पीला सा विलयन देता है जिसमें केसर की सी गन्ध होती है। इस विलयन में थोड़ा सा हाइपोआयोडस एसिड होता है जो निम्न प्रतिक्रियाओं से बना है—

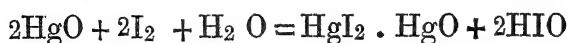


अथवा यह समझना चाहिये कि आयोडीन के अणु का उद्विच्छेदन हुआ है—

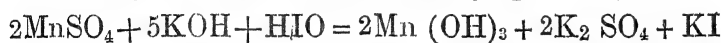
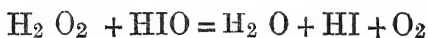
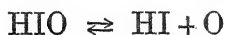
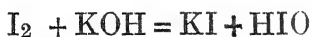


इस प्रतिक्रिया से स्पष्ट है कि HIO यौगिक को क्षीण भस्म $\text{I}(\text{OH})$ समझना चाहिये, न कि एसिड।

ताजे अवक्षिप्त भरवयूरिक आक्साइड और जलीय आयोडीन विलयन को हिलाने पर भी हाइपोआयोडस एसिड बनता है—



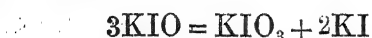
जब आयोडीन का क्षार में ताजा विलयन बनता है तो विलयन की गन्ध से, इसके रंग से और इसकी उपचायक और विरंजन प्रतिक्रियाओं से यह स्पष्ट हो जाता है कि विलयन में आयोडीन का कोई निम्नतर आक्साइड बना है। इस विलयन के योग से नील-रंग उड़ जाता है; हाइड्रोजन पराक्साइड के विलयन में से आक्सीजन निकलने लगता है, मैंगनस सल्फेट का विलयन भूरे रंग का मैंगनिक हाइड्रैक्साइड, $\text{Mn}(\text{OH})_3$, का अवक्षेप देता है—



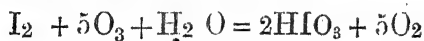
आयोडीन और हलके कास्टिक विलयन में एलकोहल छोड़ कर गरम किया जाय तो आयोडोफॉर्म का पीला अवक्षेप आवेगा—



पोटैसियम हाइपोआयोडाइट का विलयन रख छोड़ने पर धीरे धीरे और गरम करने पर शीघ्र ही पोटैसियम आयोडेट और आयोडाइड में परिणत हो जाता है—



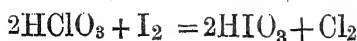
आयोडिक एसिड, HIO_3 —पानी की उपस्थिति में ओज़ोन और आयोडीन के योग से यह एसिड बनता है—



आयोडीन को दसगुने (भार के हिसाब से) नाइट्रिक एसिड (घनत्व १.५) के साथ उबालने पर भी यह बनता है—

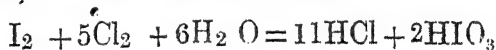


क्लोरिक एसिड और आयोडीन के योग से भी यह बनता है—



यही ऐसी प्रतिक्रिया है जिसमें आयोडीन क्लोरीन को विस्थापित करने में समर्थ होता है। इस काम के लिये बेरियम क्लोरेट के उबलते विलयन में गरम हलका सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ो। बेरियम सल्फेट का अवक्षेप नीचे बैठ जायगा। क्लोरिक एसिड को निधार लो। एक फ्लास्क में आयोडीन लेकर क्लोरिक एसिड के विलयन को इस पर डालो। प्रतिक्रिया आरम्भ करने के लिये थोड़ा सा गरम करो। विलयन में वायु प्रवाहित कर के उसमें से क्लोरीन निकाल दो। अब सावधानी से विलयन को सुखाओ। इस प्रकार आयोडिक एसिड के मणिभ मिलेंगे।

यदि आयोडीन को पानी में आस्रित करें और फिर उसमें क्लोरीन प्रवाहित करें, तो भी आयोडिक एसिड बनेगा।

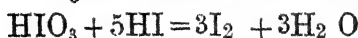
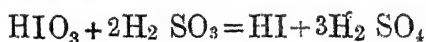


सिल्वर आक्साइड डाल कर हाइड्रोक्लोरिक एसिड दूर कर लेते हैं (अविलेय सिल्वर क्लोराइड बनता है जिसे छान डालते हैं)।

आयोडिक एसिड के श्वेत मणिभ पानी में बहुत विलेय हैं, पर एल-कोहल में लगभग सर्वथा अविलेय हैं। गरम करने पर (२५०°) ये आयोडीन पंचौक्साइड देते हैं।

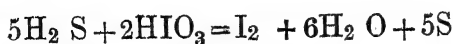
यह एसिड उपचायक पदार्थों के साथ आयोडीन देता है। नीले लिटमस पत्र को यह पहले तो लाल करता है (क्योंकि एसिड है), और फिर नीरंग कर देता है (क्योंकि उपचायक है)। कोयला, गन्धक और फॉस्फोरस इसके साथ मिला कर गरम करने पर दमकते हुये जलने लगते हैं।

आयोडिक एसिड और सल्फ्यूरस एसिड में प्रतिक्रिया धीरे धीरे समय के अनुसार अग्रसर होती है। दोनों को मिलाने पर कुछ क्षण तो प्रतिक्रिया चलती ही नहीं (आवेश काल), फिर एकदम विलयन पीला पड़ जाता है (मुक्त आयोडीन से) —

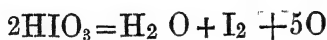


आयोडीन फिर सल्फ्यूरस एसिड के साथ प्रतिकृत होकर हाइड्रोजन आयोडाइड देता है। यह हाइड्रोजन आयोडाइड फिर आयोडिक एसिड के साथ प्रतिक्रिया करता है। इस प्रकार की शृंखला चलती रहती है।

आयोडिक एसिड हाइड्रोजन सल्फाइड को उपचित करके गन्धक देता है—



इसी प्रकार दूसरी भी उपचायक प्रतिक्रियायें इस एसिड द्वारा होती हैं, जिनका सामान्य समीकरण इस प्रकार है—

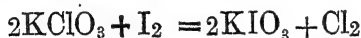


आयोडेट—कास्टिक पोटाश के सान्द्र विलयन को आयोडीन के साथ गरम करने पर पोटैसियम आयोडेट, KIO_3 , बनता है।



यह कम ही विलेय है अतः विलयन के ठंडे होने पर इसके मणिम पृथक् होने लगते हैं।

पोटैसियम क्लोरेट के सान्द्र विलयन को आयोडीन के साथ गरम करने पर भी पोटैसियम आयोडेट बनता है—



आयोडिक एसिड वस्तुतः द्विभासिक एसिड है, इसे $\text{H}_2\text{I}_2\text{O}_6$ लिखना चाहिये। इसके तीन प्रकार के लवण देखे जाते हैं—

(१) सामान्य पोटैसियम आयोडेट, KIO_3

(२) एसिड पोटैसियम आयोडेट, $\text{KIO}_3 \cdot \text{HIO}_3$ या KH_2IO_6

(३) द्विएसिड पोटैसियम आयोडेट, $\text{KIO}_3 \cdot 2\text{HIO}_3$

एसिड पोटैसियम आयोडेट और एसिड पोटैसियम सक्सिनेट (सक्सिनिक एसिड का एसिड लवण) के मणिम समरूप हैं।

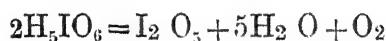
आयोडेट मॉलिब्डिक, टंगस्टिक और फॉस्फोरिक एसिडों के साथ संकीर्ण यौगिक भी बनाते हैं।

आयोडेटों की पहचान सल्फ्यूरस एसिड के साथ की जाती है। दोनों के परस्पर योग से आयोडीन निकलता है जो स्टार्च के विलयन के साथ नीला रंग देता है।

आयोडिक एसिड का सूत्र $\text{HO}-\overset{+}{\text{I}} \begin{array}{l} \nearrow \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \\ \searrow \text{O} \end{array}$ है (जैसा कि क्लोरिक एसिड का)।

परआयोडिक एसिड— $\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ या H_5IO_6 —यद्यपि आयोडीन सप्तोक्साइड, I_2O_7 , नहीं ज्ञात है, इसका डाइड्रेट परआयोडिक एसिड पाया गया है। यदि आयोडिक एसिड के सान्द्र विलयन का विद्युत् विच्छेदन किया जाय, और विलयन को काफी ठंढा रखा जाय, लेड परोक्साइड से आवृत्त सीसे के प्लेट को धनद्वार (ऐनोड) बनाया जाय, और इस ऐनोड को रन्ध्रमय सेल में रखा जाय, एवं हलके सल्फ्यूरिक एसिड में डूबे हुये प्लैटिनम को कैथोड (ऋण द्वार) माना जाय, तो परायोडिक एसिड, HIO_4 , बनता है।

इसके विलयन को सुखाने पर इसमें से जलग्राही नीरंग मणिम $\text{HI}(\text{O})_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ के मिलते हैं। इन्हें शून्य में गरम करने पर HIO_4 बनता है। इसके मणिमों का वयथनांक 133° है। ये 180° तक गरम करने पर विभाजित हो जाते हैं—

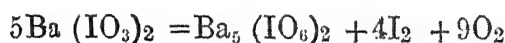


यह एसिड प्रबल अम्ल है और अच्छा उपचायक है।

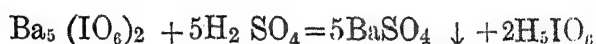
यदि पोटैसियम आयोडेट के विलयन में थोड़ा सा पोटैसियम क्रोमेट मिला कर ऊपर की भाँति ही विद्युत् विच्छेदन किया जाय तो अविलेय पोटैसियम परआयोडेट, KIO_4 , बनता है।

१० प्रतिशत कास्टिक सोडा के उबलते विलयन में आयोडीन उबाल कर क्लोरीन प्रवाहित करने पर एसिड सोडियम परआयोडेट, $\text{Na}_2\text{H}_3\text{IO}_6$, का अवक्षेप आता है। रजत नाइट्रेट के विलयन के साथ 100° पर यह काला अवक्षेप Ag_3IO_5 का देता है।

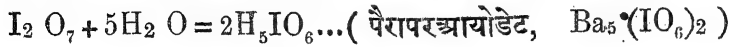
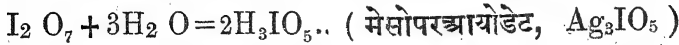
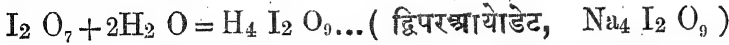
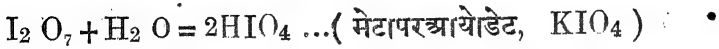
बेरियम परआयोडेट, $\text{Ba}_5(\text{IO}_6)_2$ —बेरियम आयोडेट को रक्त-ताप तक गरम करने पर बेरियम परआयोडेट बनता है—



यह बहुत स्थायी है। हलके सल्फ्यूरिक एसिड के योग से यह परआयोडिक एसिड बनता है—



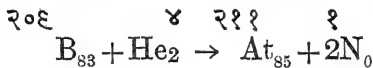
काल्पनिक आयोडिक सप्तोक्साइड, I_2O_7 , और जल के योग से कई प्रकार के परआयोडेट बनते हैं—



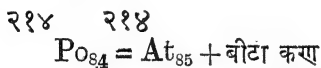
ऐस्टेटीन, At

[Astatine]

फ्लोरीन से लेकर आयोडीन तक तो हैलोजन तत्व लवणों के रूप में प्रकृति में पाये जाते हैं। परन्तु इसी समूह में ८५ परमाणु-संख्या वाला एक स्थान आवर्त संविभाग में खाली है। लगभग सन् १९४६ में सेग्रे (Segre) और उसके सहकारियों ने कृत्रिम विधि से ८५ परमाणु संख्या का एक तत्व तैयार किया। यह तत्व अस्थायी है, इसलिए उन्होंने इसका नाम ऐस्टेटीन दिया। २०६ परमाणुभार वाले विसमथ का इन्होंने एलफा कणों से संघर्ष कराया। संघर्ष द्वारा प्रति परमाणु दो न्यूट्रोन निकल गये और ऐस्टेटीन बना—



पोलोनीयम से बीटा-कण निकलने पर इसी तत्व के एक अन्य समस्थानिक का बनना देखा गया है—



ऐस्टेटीन तत्व का अर्धजीवन काल ७.५ घंटे है।

प्रश्न

१. फ्लोरीन अपने समूह के अन्य हैलोजन तत्वों से किस बात में भिन्न है ?
२. “फ्लोरीन का तत्व रूप में तो कोई महत्त्व नहीं है, पर इसके अनेक यौगिक बड़े उपयोगी और विशेष गुणों से संपन्न सिद्ध हुए हैं।” इस उक्ति की विवेचना करो। (आगरा, १९३०)
३. फ्लोरीन तत्व कैसे प्राप्त किया जा सकता है ? इसके बनाने और प्रयोग करने में क्या सावधानियाँ रखनी पड़ती हैं ? क्लोरीन के गुणों से इसके गुणों की तुलना करो। (पंजाब, १९४०)
४. आयोडीन और ब्रोमीन तत्वों का ऋणाणु-उपक्रम बताओ। हैलोजन

- समूह का आवर्त संविभाग में क्या स्थान है, विवेचना पूर्वक लिखो।
टेल्यूरियम और आयोडीन की स्थिति में क्या अपवाद है ?
- ५. कई हैलोजनों से बने पारस्परिक यौगिकों का सूक्ष्म वर्णन दो।
- ६. हाइड्रोक्लोरिक एसिड विलयन में कैसे तैयार करोगे, और इस विलयन में निर्जल एसिड कैसे बनाओगे ? पोटेसियम क्लोराइड और पोटेसियम फ्लोराइड में पहिचान कैसे करोगे ? (आगरा, १९३१)
- ७. ब्रोमीन तत्त्व किस प्रकार तैयार किया जाता है ? इससे होनेवाली कुछ उपचयन प्रतिक्रियायें दो।
- ८. क्लोरीन के ऑक्साइड कौन कौन प्रसिद्ध हैं ? इन्हें कैसे बनाओगे ?
- ९. क्लोरीन बनाने की व्यापारिक विधियाँ कौन कौन सी हैं ? इसके उपयोग से विरंजक चूर्ण कैसे बनते हैं ? इस चूर्ण का संगठन क्या है ? विरंजक चूर्ण में प्राप्य क्लोरीन कितनी है, कैसे निकालोगे ?
(आगरा, १९३४)
- १०. (क) पारे के पीले अवक्षिप्त ऑक्साइड पर क्लोरीन गैस की प्रतिक्रिया से क्या बनता है ?
(ख) पोटेसियम क्लोरेट और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से क्या बनता है ?
(ग) पोटेसियम क्लोरेट पर आयोडीन की प्रतिक्रिया से क्या होता है ?
- ११. क्लोरिक और परक्लोरिक एसिड और इसके लवणों का सूक्ष्म वर्णन दो।
- १२. क्या आवर्त संविभाग में फ्लोरीन और हाइड्रोजन को उचित स्थान मिला है ? विवेचना करो। (नागपुर, १९४४)
- १३. हैलोजनों के हाइड्र-एसिडों की परस्पर तुलना करो। हाइड्रोक्लोरिक एसिड अन्यो से किस बात में भिन्न है ?
- १४. हाइड्रोआयोडिक एसिड कैसे बनाओगे ? इसके क्या उपयोग हैं ?
- १५. पोटेसियम आयोडाइड, पोटेसियम क्लोरेट, सोडियम हाइपोक्लोराइट, और पोटेसियम आयोडेट कैसे बनाते हैं ?
- १६. पोटेसियम आयोडाइड विलयन पर (१) आयोडीन की, (२) नाइट्रिक एसिड की, (३) ताम्र सल्फेट विलयन की और (४) क्लोरीन की क्या प्रतिक्रियायें होती हैं ?
- १७. हैलोजनों के ऑक्साइड और ऑक्सि-अम्लों की तुलना करो।
(लखनऊ, १९४६)

अध्याय २३

सप्तम समूह के तत्त्व (२)

मैंगनीज़, मैसूरियम और रेनियम

[Manganese, Masurium and Rhenium]

सप्तम समूह के क-उपसमूह में तीन तत्त्व हैं, जिनमें से मैंगनीज़ ही अधिक उल्लेखनीय है। शेष मैसूरियम (टेक्नीशियम) और रेनियम हैं जो प्रकृति में बहुत कम पाये जाते हैं। इन तीनों के परमाणुओं का ऋणाणु उपक्रम नीचे दिया जाता है। मैसूरियम का उपक्रम काल्पनिक है।

२५ मैंगनीज़ (Mn)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^5. 4s^2.$

४३ मैसूरियम (Ma)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^4. 5s^2.$

७५ रेनियम (Re)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^5. 5d^4. 6s^2.$

इन तत्त्वों के परमाणुओं के बाह्यतम उपकक्ष में दो ऋणाणु s^2 हैं, जिससे स्पष्ट है, कि स्थायी यौगिकों में इन तत्त्वों की संयोज्यता दो है। बाह्यतम उपकक्ष से पूर्व के उपकक्ष में $s^2 p^6 d^4$ स्थिति है।

वस्तुतः मैंगनीज़ और रेनियम के यौगिकों में इन तत्त्वों की संयोज्यतायें बहुत परिवर्तनशील पायी जाती हैं। दोनों तत्त्वों के ४-५ ऑक्साइड पाये जाते हैं, जिनमें से कई आम्ल हैं। इन दोनों के ही पर-लवण (परमैंगनेट और पररेनेट) स्थायी यौगिक हैं।

मैंगनीज़ और हैलोजेन तत्त्वों में समानतायें—यद्यपि मैंगनीज़ हैलोजेन समूह का है पर यह उन तत्त्वों से मुख्य सभी बातों में भिन्न है। हैलोजेन तत्व अधातु हैं पर मैंगनीज़ धातु है। क्लोरीन और ब्रोमीन के बीच का होाने के कारण यह तत्व द्रव या गैस होना चाहिये था, पर यह ठोस पदार्थ है। आयोडीन तत्व के लवणों, त्रिक्लोराइड, ICl_3 , ऐसीटेट $I(CH_3COO)_3$, फॉस्फेट, IPO_4 , आदि में आयोडीन त्रिसंयोज्य है।

मैंगनीज अपने स्थायी लवणों में द्विसंयोज्य है, पर कुछ मैंगनिक लवणों में यह आयोडीन के समान त्रिसंयोज्य है— $MnCl_3$, $Mn(CH_3COO)_3$ और $MnPO_4$ । आयोडीन से इस प्रकार मैंगनीज की कुछ समानता अवश्य है। इसी प्रकार मैंगनीज का एक ऑक्साइड, Mn_2O_7 है जो Cl_2O_7 और I_2O_7 से मिलता जुलता है। इस प्रकार परक्लोरिक एसिड, $HClO_4$, और परमैंगनिक एसिड, $HMnO_4$, भी संगठन में समान हैं। इनके लवण पोटैशियम परक्लोरेट, $KClO_4$ और पोटैशियम परमैंगनेट, $KMnO_4$ के मणिम भी समाकृतिक हैं। रजत परक्लोरेट और रजत परमैंगनेट दोनों पानी में लगभग अविलेय हैं।

मैंगनीज और क्रोमियम—मैंगनीज धातु कई बातों में क्रोमियम से मिलती जुलती है। शुद्ध क्रोमियम चाँदी के समान श्वेत, पर मैंगनीज धूसर श्वेत रंग का है। इन दोनों के ही द्रवणांक बहुत ऊँचे हैं—क्रोमियम का १६१५° है, और मैंगनीज का १२४५° । दोनों के ही लवण रंगीन होते हैं। क्रोमियम के क्रोमस लवण अस्थायी और क्रोमिक स्थायी होते हैं, पर मैंगनीज के मैंगनस स्थायी और मैंगनिक अस्थायी होते हैं। क्रोमियम और मैंगनीज दोनों धातुयें और उनके लवण अनुचुम्बकीय हैं। क्रोमियम जिस प्रकार क्रोमिक एसिड देता है, उसी प्रकार मैंगनीज मैंगनिक एसिड देता है। क्रोमेट और दिक्रोमेट लवण मैंगनेट और परमैंगनेट के समान समझे जा सकते हैं। ये क्रोमियम या मैंगनीज के ऑक्साइडों के द्वार (जैसे सोडियम कार्बोनेट) और उपचायक पदार्थ (जैसे शोरा) के साथ गला कर बनाये जाते हैं।

क्रोमियम के CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 आदि कई ऑक्साइड हैं। इसी प्रकार मैंगनीज के MnO , MnO_2 , Mn_2O_3 , Mn_2O_7 आदि कई ऑक्साइड पाये जाते हैं।

मैंगनीज और रेनियम—मैंगनीज के समान रेनियम भी कई ऑक्साइड देता है— Re_2O_7 (जैसे Mn_2O_7), ReO_2 (जैसे MnO_2), ReO_3 (जैसे MnO_3) आदि। मैंगनीज के सप्तऑक्साइड स्थायी हैं, पर रेनियम का सप्तऑक्साइड Re_2O_7 बहुत स्थायी है। द्विऑक्साइड तो दोनों के देखने में एक से ही काले लगते हैं।

मैंगनीज लवणों में उल्लेखनीय संयोज्यता २ है, पर रेनियम के यौगिकों में ७ है। रेनियम लवण के सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड विलयन में हाइड्रोक्लोरिक

सल्फाइड प्रवाहित करने पर Re_2S_7 सल्फाइड का अवक्षेप आता है। मैंगनीज के लवण अमोनिया के विलयन में MnS सल्फाइड का अवक्षेप देते हैं।

मैंगनीज के अस-यौगिकों में संयोज्यता २ और-इक में ३ है, पर रैनियम के २ और ३ संयोज्यता के यौगिक अस्थायी परन्तु ४, ५, ६ और ७ संयोज्यता वाले यौगिक स्थायी हैं।

रैनियम से प्राप्त पररेनिक ऐसिड, HReO_4 , में उपचायक गुण बहुत कम हैं, यद्यपि परमैंगनिक ऐसिड में उपचायकता प्रबल है। पोटैसियम परमैंगनेट गरम करने पर विभक्त हो जाता है, परन्तु पोटैसियम पररेनेट गरम करने पर भी स्थायी है। पररेनेट आयन- ReO_4^- नीरंग है, यद्यपि परमैंगनेट आयन- MnO_4^- , रंगीन होती है।

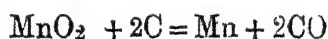
रैनियम और ऑसमियम—आवर्त संविभाग में रैनियम तत्त्व टंगस्टन (समूह ६) और ऑसमियम (समूह ८) के बीच में स्थित है। वस्तुतः रैनियम ऑसमियम तत्त्व से अधिक मिलता जुलता है। टंगस्टन का द्रवणांक 3280° और ऑसमियम का 2500° है। रैनियम का द्रवणांक (3180°) दोनों के बीच का है। रैनियम क्लोरीन के प्रवाह में गरम करने पर काला रैनियम चतुः क्लोराइड, ReCl_4 , देता है जो ऑसमियम चतुः क्लोराइड, OsCl_4 , से मिलता जुलता है। इससे बना पोटैसियम रेनिक्लोराइड, K_2ReCl_6 , पोटैसियम ऑसमि-क्लोराइड, K_2OsCl_6 , के समान है। पररेनेट आयन- ReO_4^- टंगस्टेट आयन WO_4^- के समान नीरंग है। कैलसियम टंगस्टेट, CaWO_4 , कैलसियम पररेनेट, CaReO_4 , के समाकृतिक है।

मैंगनीज के अयस्क और खनिज—संसार के समस्त देशों की अपेक्षा भारतवर्ष में सबसे अधिक मैंगनीज की खोदाई होती है। मैंगनीज का उपयोग लोहे के कारखानों में अधिक है, अतः जब से लोहे का व्यवसाय देश में बढ़ा है, मैंगनीज के व्यवसाय का भी प्रोत्साहन मिला है। भारतवर्ष में लोहे के अयस्कों से मिश्रित मैंगनीज के अयस्क पाये जाते हैं। सापेक्षतः शुद्ध मैंगनीज अयस्कों में ४०-६३ प्रतिशत मैंगनीज और ० से १० प्रतिशत लोहा होता है। मैंगनीफेरस लोह अयस्कों में ५-३० प्रतिशत मैंगनीज और ३०-६५ प्रतिशत लोहा होता है। फेरगिनस मैंगनीज अयस्कों में २५-५० प्रतिशत मैंगनीज और १०-३० प्रतिशत लोहा होता है।

देश में शुद्ध पायरोलूमाइट (pyrolusite), MnO_2 , मद्रास आदि प्रान्तों में पाया जाता है। छिदवाड़ा में (मध्यप्रान्त में ब्रौनाइट, (braunite), Mn_2O_3 , और मैंगनीज सिलिकेट राडोनाइट, (rhodonite), $MnSiO_3$, होता है। नागपुर, बालाघाट (मध्यप्रान्त), के ओझ्कर, सिद्धभूमि आदि स्थानों में भी मैंगनीज के अयस्क पाये जाते हैं।

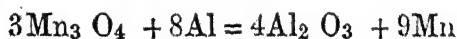
पायरोलूमाइट, और ब्रौनाइट के अतिरिक्त मैंगनीज के अन्य अयस्क हौसमेनाइट (hausmannite), Mn_3O_4 ; और मैंगेनाइट (manganite), $Mn_2O_3 \cdot H_2O$ हैं।

धातुकर्म—सन् १७४० में पौट (Pott) ने और सन् १७७४ में शीले (Scheele) ने पायरोलूमाइट की परीक्षा की। इसके अनन्तर गान (Gahn) ने पहली बार मैंगनीज द्विआक्साइड अयस्क को कोयले के साथ गरम करके मैंगनीज धातु तैयार की—



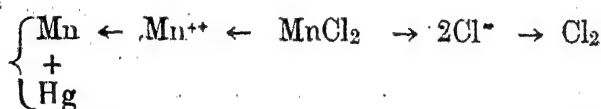
इस विधि से जो धातु बनी उसमें कुछ कार्बन भी था। यदि कोयला गणित मात्रा से कम लिया जाय, और मैंगनीज द्विआक्साइड और कोयले के मिश्रण को बिजली की भट्टी में गरम किया जाय तो शुद्ध मैंगनीज धातु बनती है। तापक्रम 1100° से ऊपर चाहिये।

आजकल धातु ऐल्यूमिनो-तापन विधि द्वारा बनायी जाती है। मैंगनीज द्विआक्साइड को रक्त-ताप तक गरम करने पर यह त्रिमैंगनिक चतुः आक्साइड, Mn_3O_4 , में परिणत हो जाता है। इसे ऐल्यूमीनियम चूर्ण के साथ मिला कर मूषा में मैंगनीशियम तार द्वारा जलाते हैं। प्रतिक्रिया में स्वयं इतना ताप उत्पन्न होता है कि पदार्थ गरम होकर सफेद दहकने लगते हैं।



इस प्रकार बनी धातु काफी शुद्ध होती है।

सान्द्र मैंगनस क्लोराइड विलयन के विद्युत्-विच्छेदन द्वारा अतिशुद्ध मैंगनीज मिलता है। कैथोड पारे का लेना चाहिये।



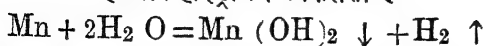
पारे के कैथोड पर

ऐनोड पर

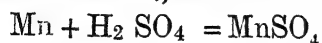
मैंगनीज़ धातु कैथोड पर जमा होती है। यहाँ यह पारे से मिल जाती है। शून्य में 250° पर खणन करके पारे को अलग कर लेते हैं।

धातु के गुण—यह धूसर श्वेत रंग की मृदु धातु है। इसका घनत्व ७.२ है और आपेक्षिक ताप 0.107 । यह 1241° पर गलती है। क्वथनांक 1500° है।

यदि मैंगनीज़ में कार्बन न हो, तो यह धातु हवा से उपचित नहीं होती। मैंगनीज़ का महीन चूर्ण हवा में जलता है। यह धातु पानी को ठंडे तापक्रम पर ही विभक्त करती है और हाइड्रोजन निकलता है—



यह हलके अम्लों में विलेय है, और मैंगनीस लवण बनते हैं—



मैंगनीज़ में जो कार्बन होता है, वह मैंगनीज़ कार्बाइड के रूप में माना जा सकता है। ऐसा होने पर पानी की प्रतिक्रिया और भी सरलता से होती है—



अतिशुद्ध धातु (जैसी विद्युत् विच्छेदन से मिलती है) संभवतः पानी से प्रतिक्रिया नहीं करती। तप्तमाप से भी थोड़ा ही असर होता है।

1220° के ऊपर मैंगनीज़ नाइट्रोजन से सीधे संयुक्त होता है और नाइट्राइड Mn_3N_2 और Mn_2N_2 बनते हैं। तप्त धातु पर अमोनिया प्रवाहित करने पर भी ये नाइट्राइड बनते हैं।

मैंगनीज़ धातु का अनेक मिश्र-धातुओं में उपयोग होता है। मामूली इस्पात में 0.1 से 0.3 प्रतिशत तक मैंगनीज़ होता है। ढलवाई लोहे में 2 प्रतिशत होता है। “मैंगनीज़ इस्पात” में तो 10 प्रतिशत तक मैंगनीज़ होता है। यह मिश्र-धातु भंगुर न होते हुये भी बड़ी कठोर होती है। साधारण इस्पात की अपेक्षा इस पर नमक, पानी और रासायनिक द्रव्यों का कम असर होता है।

फेरोमैंगनीज़ (Ferromanganese) मिश्र-धातु में $70-80$ प्रतिशत मैंगनीज़, और 0.3 प्रतिशत से कम कार्बन होता है। स्पीगल (Spiegel) में $20-32$ प्रतिशत मैंगनीज़ और 0.3 प्रतिशत से अधिक कार्बन होता है। मैंगनीज़ ब्राँज़ (काँसा विशेष) में ताँबा, मैंगनीज़ और जस्ता होते हैं। मैंगनिन (manganin) में 23 भाग ताँबा, 13 भाग मैंगनीज़

और ४ भाग निकल होते हैं। इसका उपयोग बिजली की कुंडलियों के बनाने में होता है। ५५ भाग ताँबा, १५ भाग ऐल्यूमीनियम और ३० भाग मैंगनीज़ मिला कर जो मिश्रधातु बनती है, वह चुम्बकीय है।

मैंगनीज़ के ऑक्साइड—मैंगनीज़ के ६ ऑक्साइड मिलते हैं, जिनमें इसकी विभिन्न संयोज्यतायें व्यक्त हैं।

संयोज्यता	ऑक्साइड	प्रकृति	लवण
२	मैंगनस, MnO	प्रबल भार्स्म	मैंगनस, $MnCl_2$ आदि
२, ३	मैंगनी-मैंगनिक Mn_3O_4 $MnO + Mn_2O_3$	मिश्रित	—
३	मैंगनिक, Mn_2O_3	कुछ भार्स्म	मैंगनिक, $Mn_2(SO_4)_3$ आदि
४	ट्रिऑक्साइड, MnO_2	कुछ आम्ल	मैंगनाइट, $CaMnO_3$ आदि
६	त्रिऑक्साइड, MnO_3	अम्ल	मैंगनेट, K_2MnO_4 आदि
७	सप्तऑक्साइड, Mn_2O_7	आम्ल	परमैंगनेट, $KMnO_4$ आदि

मैंगनस ऑक्साइड, MnO —मैंगनीज़ के किसी भी उच्चतर ऑक्साइड को हाइड्रोजन में गरम करने पर यह बनता है—



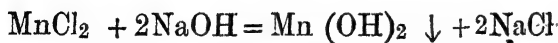
यदि हाइड्रोजन में थोड़ा सा भी हाइड्रोजन क्लोराइड हो तो इस ऑक्साइड के सुन्दर हरे रंग के मणिम मिलते हैं। मैंगनस ऑक्ज़ेलेट को गरम करके भी यह बनाया जा सकता है—



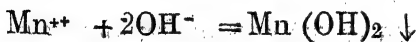
यह अस्थायी पदार्थ है और शीघ्र ही हवा में उपचित होकर त्रिमैंगनिक चतुःऑक्साइड, Mn_3O_4 या मैंगनिक ऑक्साइड, Mn_2O_3 , बन जाता है। इसकी प्रकृति, भस्मों की सी है। ऐसिडों के योग से यह मैंगनस लवण बनता है—



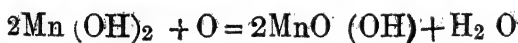
मैंगनस हाइड्रॉक्साइड, $Mn(OH)_2$ — मैंगनस लवणों पर क्षारीय विलयनों के प्रभाव से जो अवक्षेप आता है, वह मैंगनस हाइड्रॉक्साइड का है—



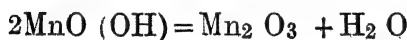
या



हवा या किसी भी उपचायक पदार्थ के योग से यह सफेद अवक्षेप भूरा पड़ जाता है जो मैंगनिक हाइड्रॉक्साइड, $MnO(OH)$, का है।



प्रकृति में जो मैंगनाइट अयस्क मिलता है वह भी यही है—

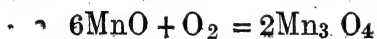


यह मैंगनिक हाइड्रॉक्साइड पोटैसियम आयोडाइड के आम्ल विलयन में से आयोडीन मुक्त करता है।

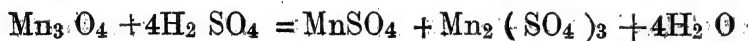
त्रिमैंगनस चतुःआक्साइड या मैंगनो-मैंगनिक आक्साइड,

Mn_3O_4 —प्रकृति में जो हौसमेनाइट आक्साइड मिलता है वह यह है।

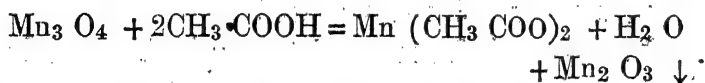
मैंगनीज के किसी भी आक्साइड को हवा में रक्ततप्त करने पर यह बनता है—



ठंडे सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में यह आक्साइड घुल कर लाल विलयन देता है जिसमें मैंगनस सल्फेट और मैंगनिक सल्फेट दोनों ही हैं—



ऐसीटिक एसिड के साथ मैंगनस ऐसीटेट का विलयन और मैंगनीज सेल्सिक आक्साइड का अवक्षेप मिलता है—

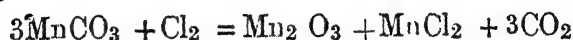


इन प्रतिक्रियाओं से स्पष्ट है कि यह मैंगनस और मैंगनिक आक्साइड का सम-मिश्रण है—

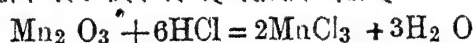


इसे मैंगनस मैंगनाइट भी समझ सकते हैं।

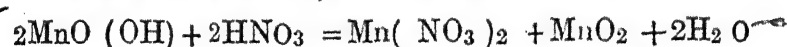
मैंगनीज सेल्फिक् (एकाध) ऑक्साइड या मैंगनिक ऑक्साइड, $Mn_2 O_3$ —प्रकृति में जो ब्रौनाइट अयस्क मिलता है, वह यह है। मैंगनस कार्बोनेट को पानी में आस्रसित करके क्लोरीन प्रवाहित करने पर यह बनता है—



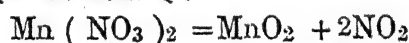
जो कार्बोनेट अप्रतिकृत बच रहे, उसे हलके नाइट्रिक ऐसिड द्वारा अलग कर लेते हैं। यह इस अम्ल में घुल जाता है, पर मैंगनीज सेल्फिक्-ऑक्साइड पर इस ऐसिड का असर बहुत ही कम होता है। यह भूरे रंग का चूर्ण है। हलके ऐसिड इसे धीरे धीरे मैंगनिक लवणों में परिणत करते हैं। हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ गरम करने पर यह क्लोरीन देता है—



यद्यपि इस ऑक्साइड से सम्बन्ध रखने वाला हाइड्रॉक्साइड, $Mn(OH)_3$, नहीं पाया जाता, इसका निर्जल रूप, मैंगेनाइट, $MnO(OH)$, बनता है जिसका उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। हलके नाइट्रिक ऐसिड के साथ गरम करने पर यह मैंगनस नाइट्रेट और मैंगनीज द्विऑक्साइड देता है।



मैंगनीज द्विऑक्साइड, MnO_2 —प्रकृति में यह पायरोलूसाइट के रूप में मिलता है। मैंगनस नाइट्रेट को तब तक गरम करो जब तक लाल वाष्पें निकल न जायं, और फिर नाइट्रिक ऐसिड से योग कर (जिसमें निम्नतर ऑक्साइड घुल जायेंगे), फिर छान कर बचे हुये बिना घुले पदार्थ को $140^\circ-160^\circ$ पर ४०-६० घंटे तक गरम करो तो शुद्ध मैंगनीज द्विऑक्साइड मिल सकता है।



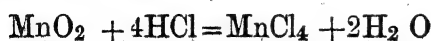
यह काला चूर्ण है जो पानी में अविलेय है।

मैंगनस लवणों के विलयनों को विरंजन चूर्ण, पोटैसियम परमैंगनेट, सोडियम हाइपोक्लोराइट आदि से उपचित करे, तो भूरे अवक्षेप मिलते हैं। इन अवक्षेपों में MnO_2 सूत्र से कम ही ऑक्सीजन होता है।

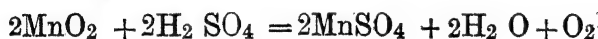
मैंगनीज द्विऑक्साइड रक्ततप्त किये जाने पर थोड़ा सा ऑक्सीजन दे डालता है और मैंगनी-मैंगनिक ऑक्साइड बन जाता है—



हलके अम्लों से द्विऑक्साइड बहुधा प्रतिक्रिया नहीं करता, मामूली तौर पर बना हलका हाइड्रोक्लोरिक एसिड इसके साथ क्लोरीन देता है। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड इसके साथ गरम किये जाने पर पहले तो मैंगनीज़ चतुःक्लोराइड, $MnCl_4$ बनाता है, पर इसमें से क्लोरीन निकल जाने पर क्रमशः मैंगनिक और मैंगनस क्लोराइड रह जाते हैं—



हलके सल्फ्यूरिक एसिड का इस द्विऑक्साइड पर कोई असर नहीं होता पर सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम होने पर यह मैंगनस सल्फेट और ऑक्सीजन देता है—



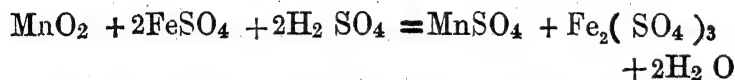
ठंडे तापक्रम पर संभवतः मैंगनिक सल्फेट भी बनता है—



मैंगनीज़ द्विऑक्साइड में उपचायक गुण हैं। हलके सल्फ्यूरिक एसिड और ऑक्जेलिक एसिड के साथ यह कार्बन द्विऑक्साइड देता है—



हलके सल्फ्यूरिक एसिड की उपस्थिति में यह फेरस सल्फेट को भी उपचित करके फेरिक सल्फेट देता है—



इन प्रतिक्रियाओं के आधार पर ऑक्जेलिक एसिड की सहायता से पायरोलूसाइट का अनुमापन किया जाता है। अनुमापन फेरस सल्फेट से भी कर सकते हैं, पर ऑक्जेलिक एसिड से फल अच्छे आते हैं।

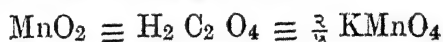
पायरोलूसाइट की शुद्धता निकालना—प्रकृति में जो पायरोलूसाइट पाया जाता है, उसमें शत प्रतिशत मैंगनीज़ द्विऑक्साइड नहीं होता। इसमें कितना शुद्ध द्विऑक्साइड है यह निम्न विधियों से निकालते हैं—

(१) तौल कर पायरोलूसाइट को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के आधिक्य

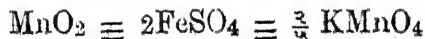
के साथ गरम करो। जितना इसमें द्विआक्साइड होगा, उसी के हिसाब से क्लोरीन निकलेगा। इस क्लोरीन को पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में प्रवाहित करो। जितना क्लोरीन होगा उतने के हिसाब से ही आयोडीन निकलेगा। इस आयोडाइन का हाइपो से अनुमापन कर लो।



(२) पायरोल्यूसाइट की तुली मात्रा लो। इसमें ऑक्जेलिक एसिड की तुली मात्रा (दुगुनी के लगभग) छोड़ दो। अब हल्का सलफ्यूरिक एसिड डाल कर उबालो। पायरोल्यूसाइट में जितना मैंगनीज द्विआक्साइड होगा, उसी के हिसाब से ऑक्जेलिक एसिड की मात्रा का उपचयन होगा। पोटैसियम परमैंगनेट से अनुमापन करके मालूम कर लो कि कितना ऑक्जेलिक बच रहा। शेष उपचित हुआ समझो।

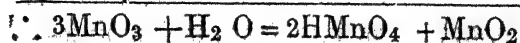
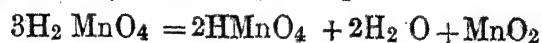


ऑक्जेलिक एसिड के स्थान पर फेरस सल्फेट (या फेरस अमोनियम सल्फेट) लेकर भी यह प्रयोग कर सकते हैं—



मैंगनीज त्रिआक्साइड, MnO_3 —यदि पोटैसियम परमैंगनेट को ठंडे सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में घोलें और फिर विलयन को धीरे धीरे निर्जल सोडियम कार्बोनेट के ऊपर छोड़ें, तो लाल बैजनी रंग के बादल उठते हैं जिन्हें चुल्लि-नलियों द्वारा ठंडा करके द्रव किया जा सकता है। यह मैंगनीज त्रिआक्साइड है।

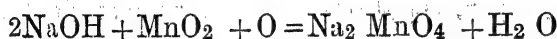
प्रतिक्रिया में पहले भास्मिक मैंगनिक सल्फेट, $(\text{MnO}_3)_2 \text{SO}_4$, बनता है (देखो पृ० १०१७), जो बाद को त्रिआक्साइड देता है—
 $(\text{MnO}_3)_2 \text{SO}_4 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 = 4\text{MnO}_3 + 2\text{CO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$
 यह लाल वाष्पशील जलग्राही ठोस पदार्थ है। पानी में यह घुल कर मैंगनीज द्विआक्साइड और परमैंगनिक एसिड देता है—



मैंगनीज त्रिआक्साइड द्वारा के योग से मैंगनेट देता है—



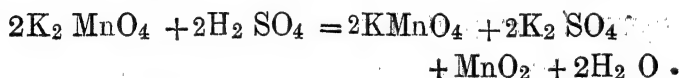
इस प्रकार यह आम्ल प्रवृत्ति का ऑक्साइड है। इसके लवण मैंगनेट कहलाते हैं। किसी भी मैंगनीज़ लवण को क्षार (सोडियम कार्बोनेट) और सोडियम नाइट्रेट के समान उपचायक पदार्थ के साथ गला कर ये बनाये जा सकते हैं। इनका रंग हरा होता है। क्षार और उपचायक के साथ प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होती है—



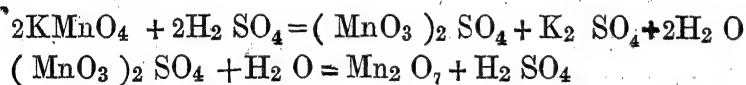
ये हरे मैंगनेट अधिक पानी या आम्ल के साथ लाल विलयन देते हैं, जो परमैंगनेट का है। साथ ही साथ मैंगनीज़ द्विऑक्साइड का अवक्षेप भी आता है—



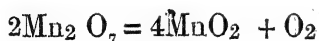
अथवा



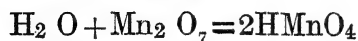
मैंगनीज़ सप्तऑक्साइड, $\text{Mn}_2 \text{O}_7$ —पोटैशियम परमैंगनेट पर सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से ठंडे तापक्रम पर यह बनता है। यदि सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड का प्रयोग किया जाय, तो पहले तो परमैंगनिक सल्फेट $(\text{MnO}_3)_2 \text{SO}_4$ बनता है जो सल्फ्यूरिक एसिड के आधिक्य में घुल जाता है। इसमें थोड़ा थोड़ा पानी छोड़ने पर सप्तऑक्साइड तेल के समान पृथक् होता है—



यह लाल भूरा तेल सा पदार्थ है। घनत्व २.४। इसमें क्लोरीन सी गन्ध होती है। गरम करने पर यह विस्फोट के साथ विभक्त होता है।



प्रतिक्रिया में मैंगनीज़ द्विऑक्साइड के चकत्ते पृथक् होते हैं। पानी के योग से यह परमैंगनिक एसिड देता है—



यह प्रबल उपचायक पदार्थ है। इसके योग से लकड़ी या कागज़ जल उठता है।

• यह एसिड हैम ऐसीटिक एसिड में बिना परिवर्तित हुये धुल जाता है।

मैंगनीज के ऑक्सि-एसिड और उनके लवण—मैंगनीज के तीन ऑक्सि-एसिडों की कल्पना की जा सकती है जिनमें से केवल एक परमैंगनिक एसिड, शुद्धावस्था में प्राप्त किया जा सका है। परन्तु लवण तीन एसिडों के प्राप्त हैं।

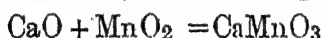
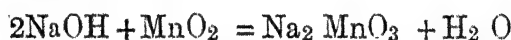
एसिड
मैंगनस एसिड, $H_2 MnO_3$

लवण
मैंगनाइट जैसे $CaMnO_3$,
 $Na_2 MnO_3$ आदि

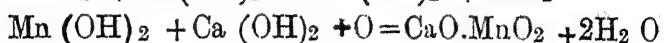
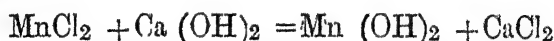
मैंगनिक एसिड, $H_2 MnO_4$ मैंगनेट जैसे $Na_2 MnO_4$

परमैंगनिक एसिड, $HMnO_4$ परमैंगनेट जैसे $KMnO_4$

मैंगनाइट—जब मैंगनीज द्विऑक्साइड, (विशेषतया जब यह सजल अवस्था में हो) चारों से प्रभावित होता है, तो जो यौगिक बनता है उसे मैंगनाइट (*manganite*) कहते हैं—



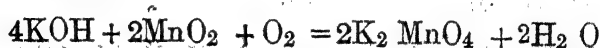
वेल्डन विधि में क्लोरीन निकल जाने के बाद जो मैंगनीज द्विऑक्साइड बचता है, उसे पुनः प्राप्त करने के लिये कैल्सियम मैंगनाइट का उपयोग करते हैं।



बहुत संभव है कि मैंगनाइट निश्चित यौगिक न हों, ये केवल मिश्रण या श्लैष या कोलायडीय विलय हों।

मैंगनीज द्विऑक्साइड को कास्टिक पोटाश के साथ गरम करके पोटैशियम मैंगनाइट बनता है। पर यदि हवा या ऑक्सीजन मिल गया, तो यह मैंगनेट में परिणत हो जाता है।

मैंगनेट—यदि मैंगनीज द्विऑक्साइड को कास्टिक सोडा या पोटाश के साथ हवा के प्रचुर प्रवाह में गलाया जाय तो हरा पदार्थ मिलता है वह मैंगनेट होता है—



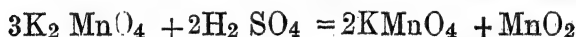
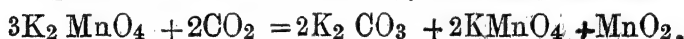
यह प्रतिक्रिया और तीव्रता से होती है, यदि मैंगनीज द्विऑक्साइड और

कास्टिक पोटाश के साथ ही कोई उपचायक पदार्थ जैसे पोटैसियम नाइट्रेट या क्लोरेट मिला दिया जाय और तब गलाया जाय।

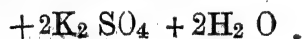
यदि इस हरे पदार्थ को थोड़े से ठंडे पानी में घोल लिया जाय तो मैंगनेट का हरा सा विलयन मिलेगा। शून्य में इस विलयन को वाष्पीभूत करने पर गहरे हरे रंग के रवे, $K_2 MnO_4$, के या $Na_2 MnO_4 \cdot 10H_2O$, के मिलेंगे। ये रवे क्रमशः पोटैसियम सल्फेट, $K_2 SO_4$, और सोडियम सल्फेट, $Na_2 SO_4 \cdot 10H_2O$, के समाकृतिक हैं।

सोडियम मैंगनेट का उपयोग कीटाणुनाशक दवा के रूप में होता है क्योंकि यह प्रबल उपचायक है।

जैसा कि आगे बताया जायगा, यदि मैंगनेटों के विलयन में बहुत सा पानी छोड़ दिया जाय, या अम्ल डाले जायँ, अथवा कार्बन डिऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाय, तो यह परमैंगनेट में परिणत हो जायँगे—



अथवा



परमैंगनिक ऐसिड, $HMnO_4$ —मैंगनेट और परमैंगनेट की उपर्युक्त प्रतिक्रियाओं का अध्ययन सन् १६५६ में ग्लौबर (Glauber) ने किया था। मैंगनेट और परमैंगनेट के बीच में रंग का जो परिवर्तन होता है, उसके आधार पर शीले (Scheele) ने मैंगनेट का नाम “खनिज चमेलीन” (mineral chameleon) रक्खा था।

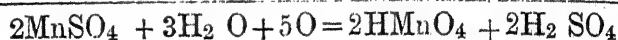
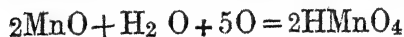
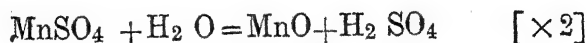
सन् १८३२ में मिटशरलिक (Mitscherlich) ने यह दिखाया कि हरे और लाल रंग के दोनों पदार्थ दो भिन्न भिन्न अम्लों—मैंगनिक ऐसिड $H_2 MnO_4$ और परमैंगनिक ऐसिड, $HMnO_4$ —के लवण हैं। ये लवण क्रमशः सल्फेटों और परक्लोरेटों के समाकृतिक हैं।

मिटशरलिक ने यह भी देखा कि पोटैसियम मैंगनेट के लवण में यदि क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय, तो पोटैसियम मैंगनेट बनता है—



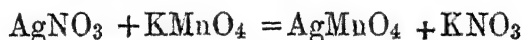
मैंगनेटों के लवणों में ऐसिड डालने से मैंगनिक ऐसिड नहीं मिलता, बल्कि परमैंगनेट मिलता है।

(१) यदि मैंगनस सल्फेट के विलयन को लेड द्विऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के साथ उबाला जाय, तो परमैंगनिक एसिड, HMnO_4 , मिलता है।



मैंगनस लवण को (१) पोटैसियम ब्रोमेट और सल्फ्यूरिक एसिड, अथवा (२) अमोनियम परसल्फेट, सिल्वर नाइट्रेट और सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करके भी परमैंगनिक एसिड मिल सकता है।

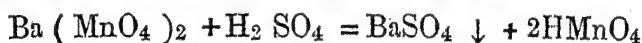
(२) पोटैसियम परमैंगनेट के सान्द्र विलयन में सिल्वर नाइट्रेट डाल कर मणिभीकृत करने पर सिल्वर परमैंगनेट के मणिभ मिलते हैं।



सिल्वर परमैंगनेट और बेरियम क्लोराइड के योग से बेरियम परमैंगनेट मिलता है जो विलेय है—

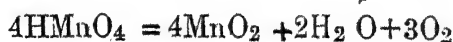


अब बेरियम परमैंगनेट के विलयन में हल्के सल्फ्यूरिक एसिड की उचित मात्रा छोड़ी जाय, तो परमैंगनिक एसिड, HMnO_4 , का विलयन मिलेगा और बेरियम सल्फेट का अवक्षेप पृथक् हो जावेगा।



परमैंगनिक एसिड के लाल विलयन को शून्य में सुखाने पर बैजनी रंग के सुन्दर मणिभ मिलते हैं।

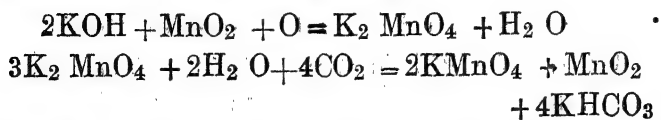
यह एसिड स्थायी है। इसका विलयन शीघ्र ही विभक्त होकर ऑक्सीजन देने लगता है—



यह प्रबल उपचायक पदार्थ है।

पोटैसियम परमैंगनेट, KMnO_4 —जैसा कहा जा चुका है, यह लवण मैंगनीज-द्विऑक्साइड को कास्टिक पोटाश और पोटैसियम क्लोरेट या नाइट्रेट के साथ मिला कर बनाया जाता है। पहले तो हरा पदार्थ पोटैसियम मैंगनेट का बनता है। इसे पानी में घोल कर उबालते हैं, और

फिर विलयन में कार्बन ट्राइऑक्साइड प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर पोटैसियम परमैंगनेट का लाल विलयन मिलता है—



प्रयोगशाला में यह निम्न प्रकार बनाया जा सकता है—१० ग्राम कास्टिक पोटाश को कम से कम पानी में घोलो। इसमें ८ ग्राम मैंगनीज ट्राइऑक्साइड और ७ ग्राम पोटैसियम क्लोरेट मिलाओ। मिश्रण को सुखा लो। अब इसे पीसकर एक घंटे तक मध्यम लाल आँच पर गरम करो।

$2\text{KOH} + 2\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 = 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2 \text{O} + \text{KCl}$
अब इस पदार्थ को पानी के साथ उबालो और फिर विलयन को छान लो जो अपरिवर्तित मैंगनीज ऑक्साइड बच रहेगा वह छन कर अलग हो जायगा। लाल छने विलयन को गरम करके उड़ाओ। ऐसा करने पर चटक लाल रंग के रवे (कुछ हरी आभा से युक्त) प्राप्त होंगे। ये परमैंगनेट के रवे पोटैसियम परक्लोरेट के समाकृतिक हैं।

— पोटैसियम परमैंगनेट पानी में बहुत विलेय नहीं है। १५° पर वह १०० ग्राम पानी में ६.४५ ग्राम घुलता है।

• पोटैसियम परमैंगनेट ज़ोरों से गरम करने पर विभक्त होकर ऑक्सीजन देता है। मैंगनेट और मैंगनीज ट्राइऑक्साइड बनते हैं—



सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के योग से यह मैंगनीज सतौक्साइड देता है जो शीघ्र विभक्त हो जाता है—



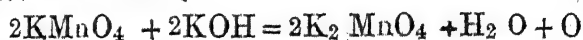
पोटैसियम परमैंगनेट विलयनावस्था में और वैसे भी प्रबल उपचायक है। हाइड्रोजन में इसके रवे गरम करने पर जल उठते हैं, और मैंगनस ऑक्साइड बनता है—



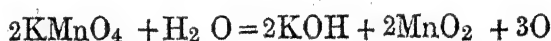
गन्धक या फॉस्फोरस के साथ पीसे जाने पर यह विस्फोट देता है। कार्बनिक यौगिक भी इसके पीसे जाने पर जल उठते हैं।

पोटैसियम परमैंगनेट क्षारीय विलयनों में जिस प्रकार की उपचायक प्रतिक्रियाएँ देता है, वह आम्ल विलयनों की प्रतिक्रियाओं से भिन्न हैं। दोनों प्रकार के उपचयनों के कुछ उदाहरण नीचे दिये जाते हैं—

(१)- क्षारीय विलयनों में—यदि विलयन अधिक क्षारीय हो तो पोटैसियम परमैंगनेट के २ अणुओं से केवल एक ऑक्सीजन परमाणु मुक्त होता है, और मैंगनेट बनते हैं—



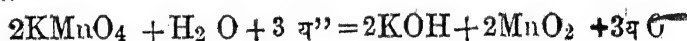
पर यदि विलयन शिथिल है, अथवा हल्का क्षारीय है, तो मैंगनीज द्विऑक्साइड का अवक्षेप आता है, और परमैंगनेट के दो अणुओं से ऑक्सीजन के तीन परमाणु मुक्त होते हैं, जिनका उपयोग उपचयन में होता है—



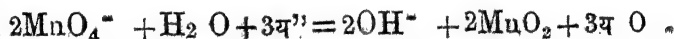
अर्थात्



अधिकतर प्रतिक्रिया इसी प्रकार की होती है। यदि उपचायक पदार्थ 'य' है तो—

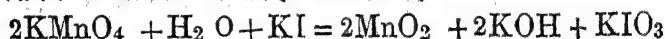


अथवा

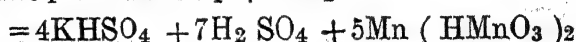


(क) पोटैसियम परमैंगनेट के क्षारीय विलयन में थोड़ी शक्कर डाल कर उबालें, तो विलयन का रंग धीरे धीरे बदलेगा और अन्त में भूरा अवक्षेप मैंगनीज द्विऑक्साइड का आवेगा।

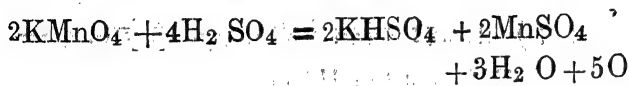
(ख) पोटैसियम परमैंगनेट का क्षारीय विलयन पोटैसियम आयोडाइड के विलयन को आयोडेट में परिणत कर देता है—



(ग) शिथिल विलयन में मैंगनस सल्फेट का विलयन पोटैसियम परमैंगनेट द्वारा मैंगनस मैंगनाइट में परिणत हो जाता है—



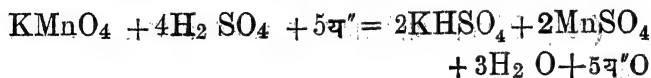
(२) आम्ल विलयन में—आम्ल विलयन में परमैंगनेट अपचित होकर मैंगनस लवण बनता है, और परमैंगनेट के दो अणुओं से ऑक्सीजन के पाँच परमाणु मुक्त होते हैं—



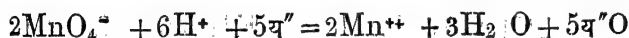
अथवा



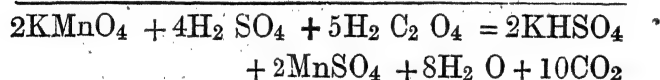
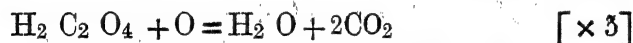
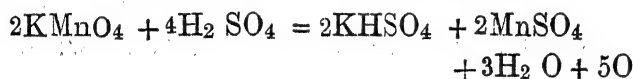
उपचायक पदार्थ के योग से प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होती है—



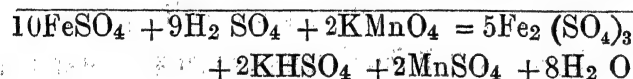
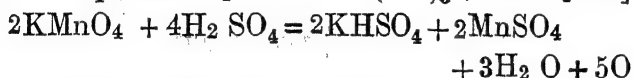
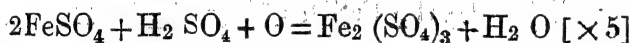
अथवा



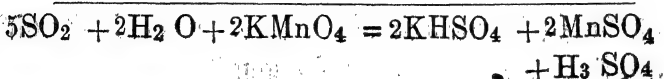
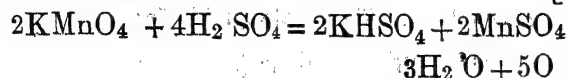
(क) ऑक्जेलिक ऐसिड हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड की विद्यमानता में गरम करने पर पूर्णतः उपचित होकर कार्बन डाइऑक्साइड देता है—



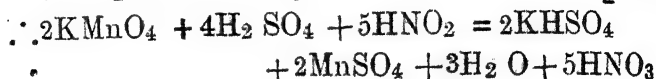
(ख) फेरस लवण हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड की विद्यमानता में फेरिक बन जाते हैं। (फेरस अमोनियम सल्फेट से परमैंगनेट का अनुमापन इसी आधार पर किया जाता है)।



(ग) गन्धक डाइऑक्साइड का आम्ल विलयन उपचित होकर सल्फ्यूरिक ऐसिड बन जाता है—



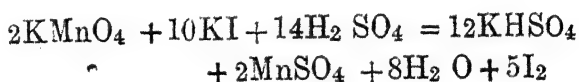
(घ) नाइट्राइट उपचित होकर नाइट्रेट बन जाता है —



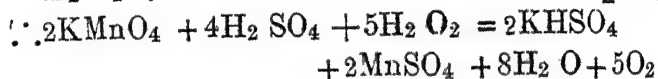
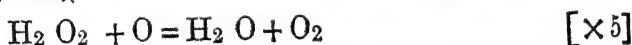
(ङ) पोटैसियम आयोडाइड के आम्ल विलयन में से आयोडीन मुक्त होता है —



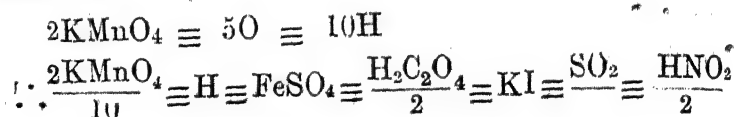
अतः



(च) हाइड्रोजन परोक्साइड के साथ ऑक्सीजन निकलता है—



इन प्रतिक्रियाओं के आधार पर आम्ल प्रतिक्रियाओं में तुल्यांक निम्न प्रकार होंगे—



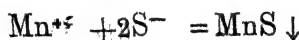
मैंगनस लवण

[Manganous Salts]

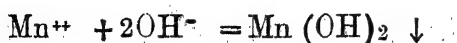
मैंगनस लवणों में मैंगनीज़ द्विसंयोज्य होता है। इनका विलयन हल्के गुलाबी रंग का होता है। इनमें आयनीकरण निम्न प्रकार होता है—



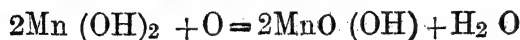
सभी मैंगनस लवण अमोनिया की उपस्थिति में हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ मैंगनस सल्फाइड का मांस-वर्ण का अवक्षेप देते हैं—



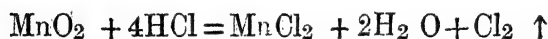
यदि विलयन में अमोनियम क्लोराइड न हो, या कम हो, तो अमोनिया के साथ मैंगनस हाइड्रोक्साइड का अवक्षेप आता है —



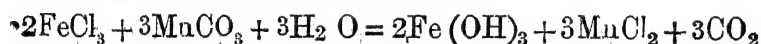
यह हवा में उपचित होकर भूरा पड़ जाता है —



मैंगनस क्लोराइड, $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2 \text{O}$ — पायरोलूसाइट को हाइड्रो-क्लोरिक एसिड के साथ गरम करने पर क्लोरीन गैस निकलती है, और विलयन में मैंगनस क्लोराइड मिलता है—



क्योंकि पायरोलूसाइट में लोहे के भी सूक्ष्म अंश होते हैं, अतः विलयन का रंग पीला रहता है। लोहे का क्लोराइड मैंगनस लवण को ठीक से मणिभीकृत नहीं होने देता। लोहे को इस प्रकार दूर करते हैं—छने हुये विलयन के दशमांश को सोडियम कार्बोनेट से अवक्षिप्त करते हैं। ऐसा करने पर फेरिक हाइड्रॉक्साइड और मैंगनस कार्बोनेट, MnCO_3 , के अवक्षेप आते हैं। इस अवक्षेप को धो कर शेष विलयन में मिला देते हैं। फिर विलयन को उबालते हैं। ऐसा करने पर सभी लोहा हाइड्रॉक्साइड बन कर नीचे बैठ जाता है, और मैंगनीज़ क्लोराइड विलयन में रहता है। विलयन को छान लेते हैं, और सुखा कर मणिभीकृत कर लेते हैं—



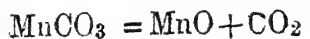
मैंगनस क्लोराइड जलग्राही गुलाबी रंग का अति विलेय पदार्थ है। २५° पर १०० ग्राम पानी में ७७.२ ग्राम निर्जल पदार्थ विलेय है। रुई को भूरा रंगने में इस लवण का उपयोग होता है। रुई को मैंगनस क्लोराइड में डुबो कर हलके कास्टिक सोडा के विलयन में छोड़ते हैं। फिर निचोड़ कर सुखाते हैं। जो मैंगनस हाइड्रॉक्साइड अवक्षिप्त होता है, वह उपचित होकर भूरा रंग देता है।

मैंगनस कार्बोनेट, MnCO_3 —मैंगनस लवण के विलयन में सोडियम कार्बोनेट छोड़ने पर यह बनता है। इस अवक्षेप का पीलापन लिये हुये मांसल रंग होता है।

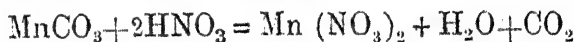


मैंगनस कार्बोनेट का यह अवक्षेप कार्बन ट्राइऑक्साइड के प्रवाह में घुल जाता है क्योंकि विलेय मैंगनस बाइकार्बोनेट बनता है—

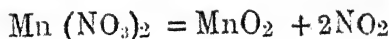
मैंगनस कार्बोनेट को हवा में गरम करने पर पहले मैंगनेस ऑक्साइड बनता है, पर शीघ्र ही यह मैंगनीज़ द्विऑक्साइड बन जाता है—



मैंगनस नाइट्रेट, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ —मैंगनस कार्बोनेट पर हलके नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से यह बनता है—



यह अत्यन्त विलेय गुलाबी रंग का लवण है। गरम करने पर यह मैंगनस ऑक्साइड नहीं देता, बल्कि मैंगनीज़ द्विऑक्साइड देता है—

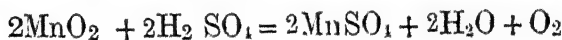


शुद्ध मैंगनीज़ द्विऑक्साइड इस विधि से आसानी से बनाया जा सकता है।

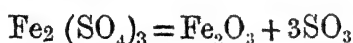
मैंगनस सल्फाइड, MnS —यह एलेबैंडाइट (alabandite) अयस्क के रूप में पाया जाता है। मैंगनस कार्बोनेट और गन्धक के मिश्रण को गरम करने पर यह धूसर वर्ण का बनता है। मैंगनस सल्फेट के विलयन में अमोनिया डाल कर हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर यह मांस वर्ण का अवक्षेप देता है। यदि अमोनियम सल्फाइड के आधिक्य का प्रयोग अवक्षेपण में किया जाय तो हरे रंग का मणिभीय सल्फाइड बनता है।

मैंगनस सल्फाइड ऐसीटिक एसिड में विलेय है, अन्य प्रबल अम्लों में भी घुलता है। (जस्ते का सल्फाइड ऐसीटिक एसिड में विलेय नहीं है, इस प्रकार मैंगनीज़ और जस्ते के सल्फाइडों का पृथक्करण किया जाता है)।

मैंगनस सल्फेट, MnSO_4 —ग्रायरोलूसाइट और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के मिश्रण को रक्त ताप तक गरम करके यह बनाया जाता है—



ग्रायरोलूसाइट का लोहा फेरिक सल्फेट देता है जो रक्ततप्त होने पर अविलेय फेरिक ऑक्साइड देता है।



तपाने के बाद पानी छोड़ते हैं, जिसमें मैंगनस सल्फेट घुल जाता है, विलयन को छान कर सुखा लेते हैं। मैंगनस कार्बोनेट और सल्फ्यूरिक एसिड के योग से भी इसे बना सकते हैं।

इसके त्रिजल गुलाबी मणिभों में $4-20^{\circ}$ तक के तापक्रम पर मणिभीकरण के ५ जलाणु होते हैं। ये मणिभ ताम्र सल्फेट के समाकृतिक हैं। कुछ मणिभ $MnSO_4 \cdot 7H_2O$ के भी बनते हैं जो 0° के नीचे स्थायी हैं। ये फेरस सल्फेट मणिभ, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, के समाकृतिक हैं। 20° के ऊपर के मणिभ $MnSO_4 \cdot H_2O$ हैं।

मैंगनस सल्फेट द्विगुण लवण भी बनाता है जैसे $K_2SO_4 \cdot MnSO_4 \cdot 6H_2O$, जो फेरस अमोनियम सल्फेट, $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$ के समाकृतिक हैं।

मैंगनस अमोनियम फॉस्फेट, $Mn \cdot NH_4 \cdot PO_4 \cdot H_2O$ —मैंगनस लवण के अमोनियमित विलयन में माइक्रोकांसमिक लवण, $Na \cdot NH_4 \cdot HPO_4$, का विलयन डालने पर मणिभीय मैंगनस अमोनियम फॉस्फेट का अवक्षेप आता है। यह तपाये जाने पर मैंगनस पायरोफॉस्फेट, $Mn_2P_2O_7$, देता है—

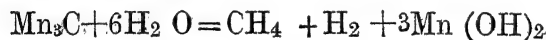


यह प्रतिक्रिया मैंगनीशियम पायरोफॉस्फेट के समान की है।

मैंगनस ऑक्जलेट, $MnC_2O_4 \cdot 2H_2O$ —मैंगनस लवण और ऑक्जलेट लवणों के योग से बनता है। यह गरम करने पर पानी निकाल देता है, और तपाये जाने पर मैंगनस ऑक्साइड देता है—



मैंगनस कार्बाइड, Mn_3C —विजली की भट्टी में पायरोलूसाइट को कोयले के आधिक्य के साथ तपाने पर यह बनता है। पानी के योग से यह मेथेन और हाइड्रोजन देता है—



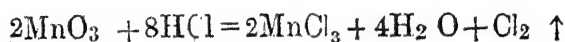
मैंगनीज बोरेट—मैंगनस सल्फेट के विलयन में सुहागे या बोरेक्स का विलयन छोड़ने पर इसका अवक्षेप आता है। यह अनिश्चित संगठन का है। 100° पर इस अवक्षेप को सुखा लिया जाता है। इसका उपयोग पेंटों में शुष्कक (drier) के रूप में किया जाता है, क्योंकि इसकी उपस्थिति में अलसी के तेल का उपचयन आसानी से होता है। यह उत्प्रेरक का काम करता है। पेंटों इसकी उपस्थिति में शीघ्र सूख जाती हैं।

मैंगनिक लवण

[Manganic Salts]

मैंगनिक लवणों में मैंगनीज की संयोज्यता ३ है। मैंगनिक लवण बड़े अस्थायी हैं। इनका उपयोग भी कम है।

मैंगनिक क्लोराइड, $MnCl_3$ —सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में यदि ठंडे तापक्रम पर ही मैंगनीज द्विऑक्साइड घोला जाय तो गहरे भूरे रंग का विलयन मिलता है, जो संभवतः मैंगनिक क्लोराइड का है—



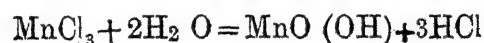
यह मैंगनिक क्लोराइड गरम किये जाने पर विभक्त हो जाता है—



उपर्युक्त भूरे विलयन में त्रिक्लोराइड के अतिरिक्त कुछ चतुःक्लोराइड, $MnCl_4$, भी होता है। इन दोनों क्लोराइडों के द्विगुण लवण, जैसे $MnCl_3 \cdot 2KCl$, और $MnCl_4 \cdot 2KCl$, भी पाये जाते हैं।

यदि मैंगनीज द्विऑक्साइड को कार्बन चतुःक्लोराइड में आस्रसित किया जाय और फिर हाइड्रोजन क्लोराइड गैस प्रवाहित की जाय, तो जो ठोस पदार्थ मिलता है उसमें संभवतः त्रिक्लोराइड, $MnCl_3$, होता है। इसे शुष्क ईथर द्वारा धोने पर बैजनी रंग का विलयन मिलता है।

पानी के योग से ये क्लोराइड भूरा अवक्षेप देते हैं—



मैंगनीज त्रिक्लोराइड, MnF_3 —मैंगनीज द्विऑक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर यह मिलता है। मैंगनीज चतुःक्लोराइड भी द्विगुण लवणों के रूप में, जैसे K_2MnF_6 , पाया जाता है।

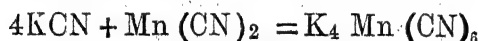
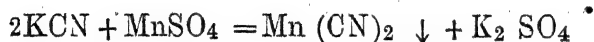
मैंगनिक सल्फेट, $Mn_2(SO_4)_3$ —अवक्षिप्त मैंगनीज द्विऑक्साइड को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ 130° पर गरम करने पर हरे चूर्ण के रूप में यह प्राप्त होता है। इसे रन्ध्रमय खपरे पर डालना चाहिये, जिससे द्रव सूख जाय और सान्द्र नाइट्रिक एसिड से धो कर 150° तक गरम कर लेना चाहिये। यह पानी में घुल कर बैजनी रंग का विलयन देता है।

यह फिटकरी भी देता है जैसे $K_2SO_4 \cdot Mn_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$

मैंगनिक फॉस्फेट, $MnPO_4 \cdot H_2O$ —मैंगनस सल्फेट के विलयन में ऐसीटिक एसिड और फॉस्फोरिक एसिड मिलावें, और फिर 100° पर पोटैसियम परमैंगनेट के द्वारा उपचित करें तो यह बनता है। इसके अवक्षेप का रंग हरा-धूसर है। यह पानी में अविलेय है। पर सान्द्र सल्फ्यूरिक या फॉस्फोरिक एसिडों में घुल कर यह बैजनी रंग देता है।

मैंगनस सल्फेट को फॉस्फोरिक और नाइट्रिक एसिड के मिश्रण के साथ 150° तक गरम करने पर भी बैजनी विलयन मिलता है।

मैंगनो-और मैंगनि-सायनाइड,—मैंगनस लवण पोटैसियम सायनाइड के साथ पीले धूसर रंग का मैंगनस सायनाइड, $Mn(CN)_2$, का अवक्षेप देता है। यह अवक्षेप पोटैसियम सायनाइड के आधिक्य में विलेय है। इस पीले विलयन में पोटैसियम मैंगनोसायनाइड, $K_4 Mn(CN)_6$, बनता है—

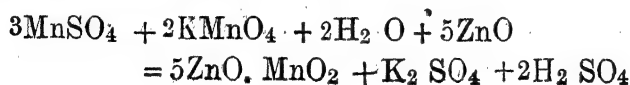


विलयन में से इस मैंगनोसायनाइड के माण्ड, $K_4 Mn(CN)_6$, गहरे नीले रंग के मिलते हैं।

यदि मैंगनोसायनाइड के विलयन को हवा में सुखाया जायगा तो उपचित होकर थोड़ा सा मैंगनीज अवक्षिप्त हो जाता है। विलयन में पोटैसियम मैंगनि-सायनाइड, $K_3 Mn(CN)_6$, रहता है, जिसके वाष्पीकरण पर मणिम लाल रंग के मिलते हैं।

ये मणिम क्रमशः पोटैसियम फेरोसायनाइड और फेरिसायनाइड के समाकृतिक हैं।

मैंगनीज लवणों का अनुमापन—मैंगनस लवणों के गरम विलयन में यशद ऑक्साइड, और यशद लवण छोड़ो, और फिर पोटैसियम परमैंगनेट से अनुमापन करो। मैंगनस लवण प्रतिक्रिया में अविलेय यशद मैंगनाइट बन कर नीचे बैठते जावेंगे। जब विलयन में हलका लाल रंग आ जाय तो समझना चाहिये कि प्रतिक्रिया पूरी हो गयी—



टेकनीशियम, Tc, या मैसूरियम, Ma

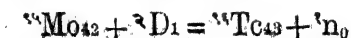
[Technetium or Masurium]

मैंडलीफ ने अपने आवर्त संविभाग में मैंगनीज़ के समूह में दो स्थान रिक्त छोड़े थे (४३ वें और ७५ वें) । इससे स्पष्ट है कि वह विश्वास रखता था कि मैंगनीज़ के समान दो अन्य तत्त्व अवश्य विद्यमान हैं । मोसले (Moseley) के कार्य ने इस बात का समर्थन किया । १९२२ में कुमारी ईडा टके (Ida Tacke) और वाल्टर नोडक (Walter Noddack) ने जर्मनी में इन दोनों तत्त्वों की खोज का काम आरम्भ किया । उन्हें विश्वास था कि ये तत्त्व मैंगनीज़ के आसपास के अयस्कों में ही मिलेंगे । उन्होंने इन अयस्कों से प्राप्त पदार्थों की एक्स-रश्मि से परीक्षा आरंभ की । सन् १९२५ में उन्होंने घोषणा की कि उन्हें दो नये तत्त्वों की विद्यमानता के प्रमाण मिले हैं । एक का नाम उन्होंने मैसूरियम (जर्मन आस्टमार्क के नाम पर) और दूसरे का रेनियम (राइन नदी के नाम पर) रक्खा । उन्होंने देखा कि ये तत्त्व प्लैटिनम अयस्क में, कोलम्बाइट, टैटेलाइट, गेडालिनाइट और मॉलिब्डेनाइट, में विशेष पाये जाते हैं ।

इसी वर्ष कुछ दिनों के अनन्तर चेकोस्लोवेकिया के डोलेसेक (Dolesek) और हेरोव्स्की (Heyrovsky) ने अपने आविष्कृत "पोलेरोग्राफ" से इन्हीं दो तत्त्वों की स्वतंत्र रूप से खोज की और उन्होंने इनका नाम क्रमशः एका-मैंगनीज़ और द्विमैंगनीज़ रक्खा ।

मैसूरियम के कारण एक्स रश्मि की K-श्रेणी में तीन रेखाएँ ऐसी मिलती हैं, जो और किसी ज्ञात तत्त्व की नहीं हो सकतीं । ऐसा अनुमान है कि इस तत्त्व का केवल सूक्ष्मांश ही पृथ्वी पर विद्यमान है । पृथ्वी की पपड़ी में 10^{-9} के बराबर । मैसूरियम इतनी मात्रा में पृथक् नहीं किया जा सका कि इसके यौगिकों की परीक्षा हो सके ।

सन् १९४६ के लगभग सेग्रे (Segre) और उसके सहकारियों ने कृत्रिम विधि से ४३ परमाणु संख्या वाला तत्त्व बनाया, और उसका नाम टेकनीशियम, Tc, रक्खा । मॉलिब्डेनीम को ट्यूटेरोन से संघर्ष कराया, तो प्रतिक्रिया में न्यूट्रॉन निकला और टेकनीशियम बना—



रेनियम, Re

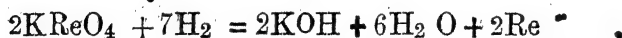
[Rhenium]

इसकी खोज का इतिहास तो मैसूरियम के साथ दिया जा चुका है। सन् १९२६ में ६६० किलोग्राम मॉलिब्डेनाइट से १ ग्राम रेनियम ईडा और वाल्टर नोडक ने तैयार किया (मैसूरियम और रेनियम के आविष्कार के अनन्तर ईडा टके और वाल्टर नोडक ने परस्पर विवाह संबंध स्थापित कर लिया)। फलतः रेनियम के यौगिकों की विस्तृत मीमांसा की जा सकी है।

रेनियम उन अयस्कों में अधिक है जिनमें मॉलिबडीनम है। कुछ मॉलिब्डेनाइटों में १०-१५ भाग रेनियम है। यह अयस्कों में दिसलफाइड के रूप में पाया जाता है। आज कल प्रतिवर्ष १०० ग्राम के लगभग रेनियम तैयार किया जाता है। जैसी आशा थी, उसके विपरीत, यह मैंगनीज़ अयस्कों में नहीं पाया जाता।

जिस मॉलिबडीनम अयस्क में यह होता है, उसे एक मास तक भाप और हवा के मिश्रण में गरम करके उपचित करते हैं। इस प्रकार मॉलिब्डेट और पर-रेनेट (perrhenate) बन जाते हैं। पररेनेट पानी में विलेय हैं। विलेयन को गाढ़ा कर के जब ठंडा करते हैं, तो ताँवे, लोहे, जस्ते, आदि के लवण मणिभों के रूप में पृथक् हो जाते हैं। फिर पोटैसियम क्लोराइड डाल कर पोटैसियम पररेनेट का अवक्षेप लाया जाता है। इसे छान कर गरम कास्टिक सोडा के हलके विलयन में धोलते हैं। विलयन को ठंडा करके शुद्ध पोटैसियम पररेनेट के मणिभ मिलते हैं। रेनियम प्राप्त करने की यह व्यापारिक विधि है। वस्तुतः इसे पृथक् करना दुष्कर कार्य है।

धातुकर्म—पोटैसियम पररेनेट, $KReO_4$, को हाइड्रोजन के प्रवाह में ५००° तक गरम करने पर रेनियम धातु मिलती है—



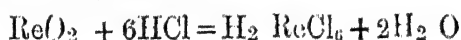
पानी से धो कर पोटैश को अलग कर देते हैं, और फिर १०००° तक गरम कर लेते हैं।

रेनियम धातु चूर्णावस्था में धूसर-श्याम वर्ण की होती है। ठोस रेनियम देखने में टंगस्टन सा मालूम होता है। शुद्ध धातु का द्रवणांक ३५००° के लगभग है। इसका घनत्व २०.८ है।

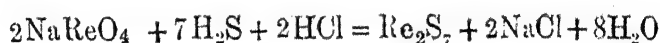
रेनियम चूर्ण 150° के निकट हवा में उपवित होने लगता है। पर ठोस रेनियम पर हवा, पानी आदि का प्रभाव नहीं होता। नाइट्रोजन और हाइड्रोजन का 1000° पर भी असर नहीं पड़ता। रेनियम सान्द्र नाइट्रिक एसिड में और गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में घुल जाता है। गले हुये क्षारों में उपचायकों की विद्यमानता में यह शीघ्र घुलता है।

यौगिक—रेनियम की -1 से $+7$ तक की संश्लेष्यतायें पायी जाती हैं। इसके निम्न ऑक्साइड ज्ञात हैं— Re_2O_7 , ReO_3 , ReO_2 , Re_2O_5 , ReO , H_2O और $\text{Re}_2\text{O} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ । रेनियम धातु या इसके सल्फाइड को ऑक्सीजन में 2000° — 3000° तक गरम करने पर सप्तऑक्साइड, Re_2O_7 , बनता है। यह पीला पदार्थ है। इसका द्रवणांक 301° है। यह अत्यन्त जलग्राही है। रेनियम धातु और सप्तऑक्साइड को गरम करके लाल त्रिऑक्साइड, ReO_3 , बनता है।

पोटैसियम पररेनेट, KReO_4 , को जस्ते और हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड से अपचित करके रेनियम द्विऑक्साइड, ReO_2 , बनता है, जो काला होता है। यह सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल कर क्लोरोरेनेस एसिड, H_2ReCl_6 , देता है—



रेनियम के दो सल्फाइड, Re_2S_7 और ReS_2 , पाये जाते हैं। दोनों काले हैं। यदि ३०% हाइड्रोक्लोरिक एसिड में सोडियम पररेनेट, NaReO_4 , घोला जाय और फिर विलयन को हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा संतृप्त किया जाय तो रेनियम सप्तसल्फाइड का अवक्षेप आवेगा—



यह सल्फाइड क्षारों में भी नहीं घुलता, और न अमोनियम सल्फाइड में। केवल उपचायक एसिडों में घुल कर विभक्त हो जाता है।

गरम करने पर तप्त सल्फाइड द्विसल्फाइड, ReS_2 , और गन्धक देता है—

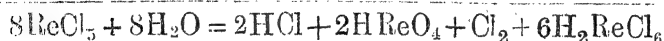
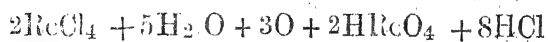
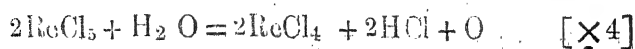


रेनियम और गन्धक के योग से भी द्विसल्फाइड बनता है। यह स्थायी

औगिक है। सान्द्र नाइट्रिक एसिड में भी आसानी से नहीं घुलता। पर पीटै-सियम नाइट्रेट-कार्बोनेट मिश्रण के साथ मिलाया जा सकता है।

रेनियम धातु फ्लोरीन, क्लोरीन और ब्रोमीन से (आयोडीन से नहीं) सीधे संयुक्त हो सकती है। इस प्रकार पटफ्लोराइड, ReF_6 , बनता है जो पीला पदार्थ है—द्रवणांक 14.00° , क्वथनांक 46.5° । इस फ्लोराइड का हाइड्रोजन या गन्धक द्विऑक्साइड द्वारा अपचयन करें तो चतुःफ्लोराइड, ReF_4 , बनता है (द्रवणांक 124°)।

रेनियम और क्लोरीन के योग से रेनियम पंचक्लोराइड, ReCl_5 , बनता है जो हरा पदार्थ है, पर इसकी वाष्पें भूरे-लाल रंग की होती हैं। यह जल के संयोग से क्लोरीन, हाइड्रोक्लोरिक एसिड और क्लोरोरेनस (chloro-rhenous) एवं पररेनिक, (perrhenic) ऐसिड देता है—



रेनियम पंचक्लोराइड गरम किये जाने पर त्रिक्लोराइड, ReCl_3 , और क्लोरीन देता है—



त्रिक्लोराइड गहरे लाल रंग का पदार्थ है, पर इसकी वाष्पें हरी होती हैं।

यह पानी में विलेय है, पर इसका विलयन विद्युत् चालक नहीं है।

रेनियम और ब्रोमीन के योग से 500° पर त्रिब्रोमाइड, ReBr_3 , बनता है। यह हरा रवेदार पदार्थ है।

रेनियम के ऑक्सिफ्लोराइड, ऑक्सिक्लोराइड, और ऑक्सिब्रोमाइड भी कई प्रकार के ज्ञात हैं।

रेनियम सक्साइड पानी में घुल कर पररेनिक ऐसिड, HReO_4 , देता है। रेनियम धातु या इसके किसी भी निम्नतर ऑक्साइड को पानी में आस्रित करके यदि हाइड्रोजन पराक्साइड, या ब्रोमीन जल से उपचित करें तब भी यह ऐसिड बनता है। यह प्रबल अभल है, और काफी सान्द्र किया

जा सकता है। इसमें धातुओं के ऑक्साइड या कार्बोनेट घुल कर पररेनेट लवण देते हैं। पोटैसियम पररेनेट (परक्लोरेट के समान) पानी में अविलेय है। शेष पररेनेट विलेय हैं।

५००° पर रेनियम द्विऑक्साइड कास्टिक सोडा के साथ सोडियम रेनाइट, $\text{Na}_2 \text{ReO}_3$ देता है।

प्रश्न

१. मैंगनीज़ और क्रोमियम यौगिकों की तुलना करो ? मैंगनीज़ की स्थिति आवर्त संविभाग में क्या है, विवेचनापूर्वक लिखो।
२. मैंगनीज के कौन कौन ऑक्साइड ज्ञात हैं ? इनके बनाने की सूक्ष्म विधियाँ लिखो, और इनकी प्रमुख प्रतिक्रियायें भी दो।
३. मैंगनीज के कौन से अयस्क हमारे देश में पाये जाते हैं ? पायरोलूसाइट से पोटैसियम परमैंगनेट कैसे तैयार करते हैं ?
४. श्लैष (कोलायडीय) मैंगनीज़ द्विऑक्साइड कैसे तैयार करते हैं ? इसके गुण बताओ।
५. मैंगनीस सल्फेट, मैंगनीज़ पायरोफॉस्फेट और मैंगनीज़ हाइड्रोक्साइड पोटैसियम परमैंगनेट से कैसे तैयार करेंगे ?
६. पोटैसियम परमैंगनेट बनाने का व्यापारिक विधि बताओ। आम्ल और क्षारीय विलयनों में इससे किस प्रकार उपचयन होता है ?
७. मैंगनीज़ और इसके यौगिकों की तुलना रेनियम और इसके यौगिकों से करो।

अध्याय २४

अष्टम समूह के तत्त्व— (१) लोहा

[Iron]

मैंडलीफ के आवर्त संविभाग के अष्टम समूह में अन्य समूहों की भाँति एक स्थान पर एक एक तत्त्व नहीं, प्रत्युत तीन तीन तत्त्व हैं। इस अष्टम समूह में तीन स्थानों पर तीन तीन तत्त्व हैं, इस प्रकार कुल ६ तत्त्व हैं। परमाणु संख्या के क्रम से ये तत्त्व एक ओर तो छोटे और सातवें समूह के क-उपसमूह वाले तत्त्वों से संबन्धित हैं, और दूसरी ओर पहले और दूसरे समूह के ख-उपसमूह वाले तत्त्वों से। ये वस्तुतः लम्बे*वर्गों के मध्य में हैं। नीचे की सारणी से यह बात व्यक्त होती है—

समूह ६ क	समूह ७ क	समूह ८			समूह १ ख	समूह २ ख
२४ क्रोमि- यम	२५ मैंगनीज़	२६ लोहा	२७ कोबल्ट	२८ निकेल	२९ ताँबा	३० जस्ता
५२.०१	५४.९३	५५.८४	५८.९४	५८.६९	६३.५७	६५.३८
४२ मॉलि- बडीनम	४३ मैसुरियम	४४ रुथेनियम	४५ रेडि	४६ पैलेडियम	४७ चाँदी	४८ कैडमियम
९५.९५	९७.८	१०१.७	१०२.९१	१०७.७	१०७.८८	११२.४१
७४ टंग्स- टन	७५ रेनियम	७६ आर्सेनियम	७७ इरीडियम	७८ प्लैटिनम	७९ सोना	८० पारा
१८३.९३	१८६.३१	१८०.२	१८३.१	१८५.२३	१९७.२	२००.६१

इससे स्पष्ट है कि एक ओर तो क्रोमियम से लोहे तक क्रमशः गुणों में अन्तर होता जाता है, और दूसरी ओर निकेल से जस्ते तक में लोहे और मैंगनीज़ में बड़ी समानता है, और निकेल और ताँबे में।

इसी प्रकार रुथेनियम तत्त्व का संबंध मॉलिबडीनम और मैसुरियम से एक ओर है, और दूसरी ओर पैलेडियम का संबंध चाँदी से बहुत है। गुणों का क्रमशः अन्तर इसी प्रकार टंग्सटन और रेनियम से लेकर आर्सेनियम तक और फिर प्लैटिनम से लेकर पारे तक होता जाता है।

निकेल के साथ परमाणु भार के नियम का उल्लंघन कर दिया गया है। निकेल का परमाणु भार (५८.६९) कोबाल्ट के परमाणु भार (५८.९४) से कम है, फिर भी निकेल और ताँबे के र्थांगिका की समानता देखते हुये कोबाल्ट को पहले स्थान दिया गया है, और इसके बाद ताँबे के पास निकेल को। परमाणु संख्या से हम अग्राद का समर्थन देता है।

अष्टम समूह में तीन तीन तत्व एक साथ क्यों रहते हैं ? यह इसलिये कि तीन तीन तत्वों के गुण परस्पर बहुत मिलते जुलते हैं। इनके परमाणु भारों में परस्पर अन्तर कम है (Fe ५५.८४, Co ५८.९४, Ni ५८.६९)। इनके द्रवणांक, आपेक्षिक घनत्व, आपेक्षिक ताप और परमाणु आयतन भी लगभग एक से हैं—

	Fe	Co	Ni	Os	Ir	Pt
द्रवणांक	१५३३°	१४८८°	१४५२°	२५००°?	२४५०°?	१७६४°
क्वथनांक	२४१०°	२३७१°	२३३०°	?	?	२४५०°
घनत्व	७.८६	८.८	८.५	२२.४८	२२.४२	२१.४५
आपेक्षिकताप	०.१०६	०.१०३	०.१०८	०.०३१	०.०३३	०.०३२४
परमाणु आयतन	७.१	६.६	६.८	८.५	८.६	८.७

अष्टम समूह के तत्वों का देखने से पता चलता है कि ज्यों ज्यों परमाणु संख्या बढ़ती जाती है, इन समूह में तत्वों की धनात्मकता कम होती जाती है। पोटेन्शियल (विभव) श्रेणी से भी यही बात व्यक्त होती है।

परमाणु संख्या	तत्व	आयनीकरण पोटेन्शियल
२६	Fe	७.८
२७	Co	७.८
२८	Ni	७.६
४४	Ru	७.७
४५	Rh	७.७
४६	Pd	८.३
७६	Os	—
७७	Ir	—
७८	Pt	८.२

ज्यों ज्यों आयनीकरण पोटेन्शियल बढ़ता जाता है, तत्व की क्रियाशीलता कम होती जाती है। प्लैटिनम तत्व इन सभी तत्वों में सबसे अधिक स्थायी और कम क्रियाशील है। लोहा, कोबाल्ट और निकेल प्रकृति में कभी मुक्त अवस्था

में नहीं पाये जाते पर आसमियम, इरीडियम और प्लैटिनम सदा सुकावस्था में ही पाये जाते हैं।

लोहे, रुथेनियम और आसमियम (जो संविभाग में एक ही सीध में हैं) भी कई बातों में समान हैं। तीनों के संकीर्ण सायनाइडों के रंग समानात्मक हैं। फेराइट और रुथेनाइट, Fe_2O_3 और Ru_2O_3 , परस्पर समान हैं। फेरिट, FeO ; रुथेनेट, RuO_4 , और आसमेट, OsO_6 भी कई बातों में समान हैं।

इसी प्रकार कोबल्ट, रोडियम और इरीडियम के एक से ही संकीर्ण ऐमिन, सायनाइड और नाइट्राइट बनाते हैं, और उनके सल्फेट $(\text{SO}_4)_2$ एक सी ही फिटकरियाँ देते हैं। ये तीनों अष्टम समूह में एक सीध में ही हैं, अतः परस्पर मिलते जुलते हैं।

निकेल, पैलेडियम और प्लैटिनम में भी इसी प्रकार की समानताएँ हैं। उनके संकीर्ण ऐमिन, सायनाइड और नाइट्राइट मिलते जुलते हैं।

संयोज्यताएँ—अष्टम समूह के तत्वों की संयोज्यताएँ परिवर्तनशील हैं। विभिन्न यौगिकों में विभिन्न प्रकार की हैं। निकेल की संयोज्यता अधिकतर दो है, पर कुछ यौगिकों में, जैसे $\text{K}_2\text{Ni}(\text{CN})_4$ और NiCN में एक भी है। लोहे के ऑक्साइड में मैगनीज के ऑक्साइडों के समान विभिन्न संयोज्यताएँ पायी जाती हैं।

	ऑक्साइड	क्लोराइड
लोहा	$\text{FeO}, \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{Fe}_3\text{O}_4$ (FeO और Fe_2O_3)	$\text{FeCl}_2, \text{FeCl}_3$
कोबल्ट	$\text{CoO}, \text{Co}_2\text{O}_3, \text{Co}_3\text{O}_4, \text{CoO}_2$	$\text{CoCl}_2, (\text{CoCl}_3)$
निकेल	$\text{NiO}, \text{Ni}_3\text{O}_4, \text{NiO}_2$	NiCl_2 —
रुथेनियम	$\text{RuO}, \text{Ru}_2\text{O}_3, \text{RuO}_2$ (RuO_3), RuO_4	$\text{RuCl}_2, \text{Ru}_2\text{Cl}_6, \text{RuCl}_4$
रोडियम	$\text{RhO}, \text{Rh}_2\text{O}_3, \text{RhO}_2$	$\text{RhCl}_2, \text{Rh}_2\text{Cl}_6$
पैलेडियम	$\text{PdO}, \text{Pd}_3\text{O}_5, \text{PdO}_2$	$\text{PdCl}, \text{PdCl}_2, \text{PdCl}_4$
आसमियम	$\text{OsO}, \text{Os}_2\text{O}_3, \text{OsO}_2, \text{OsO}_4$	$\text{OsCl}_2, \text{OsCl}_3, \text{OsCl}_4$
इरीडियम	$\text{IrO}?, \text{Ir}_2\text{O}_3, \text{IrO}_2$	$\text{IrCl}_2, \text{Ir}_2\text{Cl}_6, \text{IrCl}_4$
प्लैटिनम	$\text{PtO}, \text{Pt}_3\text{O}_4, \text{PtO}_3$	$\text{PtCl}_2, \text{PtCl}_3, \text{PtCl}_4$

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—नीचे हम इन तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम दे रहे हैं। इनमें से लगभग सभी तत्त्वों के ऋणाणु दो प्रकार के क्रमों में लगाये जा सकते हैं। एक में २ संयोज्यता व्यक्त की जाती है, और दूसरे में ३ या १।

२६ लोहा (Fe)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^6, 4s^2$ (फेरस Fe^{++})
 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^5, 4s^2$ (फेरिक) Fe^{+++}

२७ कोबाल्ट (Co)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^7, 4s^2$ (कोबाल्टस) Co^{++}

२८ निकेल (Ni)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^8, 4s^2$ (निकेलस) Ni^{++}

४४ रूथेनियम (Ru)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^8, 4s^2, 4p^6, 4d^6, 4s^2$

अथवा— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^8, 4s^2, 4p^6, 4d^6, 4s^2$

४५ रोडियम (Rh)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^8, 4s^2, 4p^6, 4d^7, 4s^2$

अथवा— $4d^8, 4s^2$

४५ पैलेडियम (Pd)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^8, 4s^2$

अथवा— $4d^8, 4s^2$

७६ ओसमियम (Os)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6,$

$4d^{10}, 4f^{14}, 5s^2, 5p^6, 5d^8, 6s$

अथवा— $5d^8, 6s^2$

७७ इरीडियम (Ir)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10},$

$4f^{14}, 5s^2, 5p^6, 5d^8, 6s$

अथवा— $5d^8, 6s^2$

७८ प्लैटिनम (Pt)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6,$

$4d^{10}, 4f^{14}, 5s^2, 5p^6, 5d^8, 6s$

अथवा— $5d^8, 6s^2$

इनमें बाह्यतम कक्ष के ऋणाणु $d^{8-9}, s^2 \rightleftharpoons d^{9-10}, s$ स्थिति में है। संयोज्यता वाले ऋणाणु अधिकतर s^2 हैं, पर फेरिक लवणों में $s^2 p$ है।

लोहे की क्रोमियम और मैंगनीज से समानतायें—लोह और इसके लवण अनेक बातों में क्रोमियम और उसके लवणों के समान हैं। प्रयोग-रसायन की गुणात्मक परीक्षा में लोहे का हाइड्रोजेनसल्फाइड उसी वर्ग में अवक्षिप्त होता है, जिसमें क्रोमियम का। फेरिक हाइड्रोजेनसल्फाइड के साथ साथ मैंगनीज का भी बहुधा सहावक्षेपण (coprecipitation) हो जाता है।

इन तीनों तत्त्वों के यौगिक रंगदार होते हैं। फेरिक लवण पीले, क्रोमिक हरे और मैंगनस लवण गुलाबी होते हैं। फेरस लवण हरे होते हैं। लगभग तीनों ही तत्त्वों के लवण—अस और—इक दो श्रेणियों के पाये जाते हैं। लोहे के—अस और—इक दोनों ही स्थायी हैं, पर इक अधिक स्थायी। क्रोमियम के इक लवण ही स्थायी हैं, परन्तु मैंगनीज़ के केवल—अस ही स्थायी हैं।

ये तीनों तत्त्व द्विगुण लवण और फिटकरियाँ बनाने में प्रसिद्ध हैं। इन द्विगुण लवणों में तीनों—अस और—इक रूप में पाये जाते हैं।

जैसे लोहे के सायनाइड संकीर्ण फेरोसायनाइड और फेरिसायनाइड, देते हैं, उसी प्रकार मैंगनोसायनाइड और मैगनिसायनाइड, एवं क्रोमोसायनाइड और क्रोमिसायनाइड भी ज्ञात हैं। K_4 ध (CN) $_6$ और K ध (CN) $_6$ (ध=Fe, Mn, या Cr)

मैंगनीज़ और लोहे के क्षारीय विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर दोनों के सलफाइड MnS और FeS के अवक्षेप आते हैं, जो हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय हैं। पर क्रोमियम के लवण सलफाइड का अवक्षेप नहीं देते।

क्रोमियम और लोहे के ऑक्साइड अवक्षिप्त हो जाने पर भी हलके नाइट्रिक एसिड में विलेय हैं, पर मैंगनीज़ का ऑक्साइड उपचित होकर MnO (OH) हो जाता है, और फिर यह हलके नाइट्रिक एसिड में नहीं घुलता।

मैंगनीज़ फॉस्फेट ऐसीटिक एसिड (और सोडियम ऐसीटेट के मिश्रण) में घुल जाता है, पर लोहे और क्रोमियम के फॉस्फेट इसमें नहीं घुलते। इन प्रतिक्रियाओं का उपयोग गुणात्मक विश्लेषण में किया जाता है।

मैंगनीज़ और क्रोमियम के लवण क्षार और उपचायक पदार्थों के मिश्रण के साथ गलाने पर मैंगनेट, और क्रोमेट देते हैं। लोहे के इस प्रकार के फेरट नहीं बनते। फेरिक लवण स्वयं अच्छे उपचायक हैं। लोहे के फेराइट और फेरिट कुछ दूसरे ही प्रकार के हैं।

लोह समूह के तत्त्वों के भौतिक गुण—नीचे की सारणी में तुलना के लिये लोहे, कोबाल्ट और निकेल धातुओं के गुणों का विवरण दिया गया है—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	आपेक्षिक ताप
२६	लोहा	Fe	५५.८४	७.८७	१५२७	२४५०°	०.१०६८३
२७	कोबाल्ट	Co	५८.९४	८.७१८	१४९०°	२३७५ (३० मि. मी.)	०.१०३
२८	निकेल	Ni	५८.६९	८.९	१४५०°	२३३०°	०.१०८४२

इन धातुओं के कुछ अन्य गुणों का तुलना नीचे दी जाती है। समानता के लिये क्रोमियम, मैंगनीज, ताँबे और जस्ते के भी अंक दिये गये हैं।

गुण	क्रोमियम	मैंगनीज	लोहा	कोबाल्ट	निकेल	ताँबा	जस्ता
	यम २४	तीव्र २५	२३	२०	२८	२६	३०
द्रिष्टु वाता (२०°)			१०		७.८	१.६६	५.७५ (०°)
तापमानकता (१८°)			०.११२		०.१४२	०.६१८	०.२६५
तन्यता (द्वार में)			५०-१६०		१५५	६०-७०	२२-३०
कठोरता (मोह-माप)	६.०		४-५		४.३	३.०	२.५
संकोचनीयता २०° (५१०°)	०.६	०.८४	०.६३		०.४०	०.७५	१.७

लोहा, Fe

लोहा हमारे देश की प्राचीन परिचित धातु है। इसको संस्कृत में अयस् (जर्मनी में Eisen, आयरसन) कहते हैं। लोगों को यह भी ज्ञात था कि लोहा चुम्बक की ओर खिंच आता है—इस चुम्बक को इसी कारण अयस्कान्त कहते हैं। लोहा प्राप्त करने की हमारे देश की पुरानी विधि यह थी कि लोहे के अयस्क के ढेर में कोयला मिलाते थे, और गरम करते थे, लोहा धातुओं में इनका मुख्य सम्मिश्रण होता था कि कभी कभी “लोह” शब्द सभी धातुओं के लिये प्रयुक्त होता था जैसे पतञ्जलि के “लोह शास्त्र” में सभी धातुओं के तैयार करने की विधि दी है।

भारतवर्ष में आजकल लोहे के कई कारखाने हैं जैसे (१) बंगाल आयरन कंपनी, जो मनहरपुर स्टेशन के समीप की लोहे की खानों का उपयोग करती हैं; (२) इंडिया आयरन और एंड स्टील कंपनी जिसका कारखाना असनसोल के निकट है, और सिंह भूमि की खानों के लोहे का उपयोग यहाँ होता है; (३) टाटा आयरन एंड स्टील कंपनी, टाटानगर जो अयस्क मध्यप्रान्त की द्रुग जिले से, सिंहभूमि से और केओनफर स्टेट से प्राप्त करती है; और (४) मेसर्स बर्ड एंड कम्पनी जो हेमेटाइट अयस्क को अधिकतर विदेशों में भेजती है। भारतवर्ष का अयस्क मुख्यतः हेमेटाइट (haematite) है, जो कई रूपों में पाया जाता है। इसमें ६०-६६ प्रतिशत लोहा, ०.०५-०.०७ प्रतिशत फॉस्फोरस, ०.१ प्रतिशत गन्धक, १.५-६ प्रतिशत सिलिका और ०.१५-०.५२ प्रतिशत मैंगनीज पाया जाता है। थोड़ा सा ऐल्यूमिना, मेगनीशिया और चूना भी किसी किसी में होता है। कुछ स्थानों के हेमेटाइट में मैंगनीज बिलकुल नहीं होता। टाटा कम्पनी प्रतिवर्ष ७ लाख टन लोहा तैयार करती है, और इंडिया आयरन एंड स्टील कम्पनी २ लाख टन के लगभग।

लोहे के अयस्क—अधिकतर लोहे के तीन प्रकार के अयस्क पाये जाते हैं—(१) आक्साइड अयस्क जैसे लाल हेमेटाइट (haematite), Fe_2O_3 ; लिमोनाइट (limonite) या भूरा हेमेटाइट, $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; मग्नेटाइट (magnetite) या चुम्बकीय आक्साइड, Fe_3O_4 .

(२) सल्फाइड अयस्क या लोत्तमाक्षिक (आयरन पाइराइट्स) (pyrites) - FeS_2 ; ताम्र-लोह माक्षिक, CuFeS_2 ; आर्सेनिकेल माक्षिक (arsenical pyrites), FeAsS .

(३) कार्बोनेट अयस्क जैसे सिडेरिट (siderite) या स्पैथिक अयस्क (spathic ore), FeCO_3 .

लोहा मुक्तावस्था में बहुत ही कम पाया जाता है। जो उल्कापाय (meteorites) गिरती हैं, उनमें कभी कभी शुद्ध लोहा भी होता है। लोहे के अतिरिक्त उल्का पत्थरों में ३-३० प्रतिशत निकेल भी होती है। यह निकेल लोहे को उपचित होने से बचाये रखती है।

अयस्कों का शोधन—अयस्कों से धातु तैयार करने के पूर्व इनकी तैयारी कर लेना आवश्यक होता है। इस प्रारम्भिक क्रिया के तीन उपयोग

है—(१) अयस्क में जो कूड़ा कचरा मिला है वह दूर हो जाय। (२) अयस्क के टूट कर इतने छोटे छोटे टुकड़े हो जाय जिससे भट्टी के द्रावक भाग तक पहुँचने से पूर्व ही इनका अपचयन पूर्ण रीति से हो जाय, नहीं तो गल्य के साथ यह ऑक्साइड भी बह जायगा। यदि अयस्क में लोहे का कोई निम्नतर ऑक्साइड, FeO , हो, तो वह उपचित होकर Fe_2O_3 हो जाय, नहीं तो फेरस ऑक्साइड बालू से संयुक्त होकर फेरस सिलिकेट बन जायगा, जो गल्य के साथ बह जायगा।

अयस्क की प्रारम्भिक तैयारी की ४ श्रेणियाँ हैं—

(क) अयस्क का धोना—लोहे की जाली पर पानी के प्रवाह से अयस्क को धोआ जाता है। ऐसा करने पर इसमें लगी हुई मिट्टी, बालू और अन्य कूड़ा कचरा धुल जाता है।

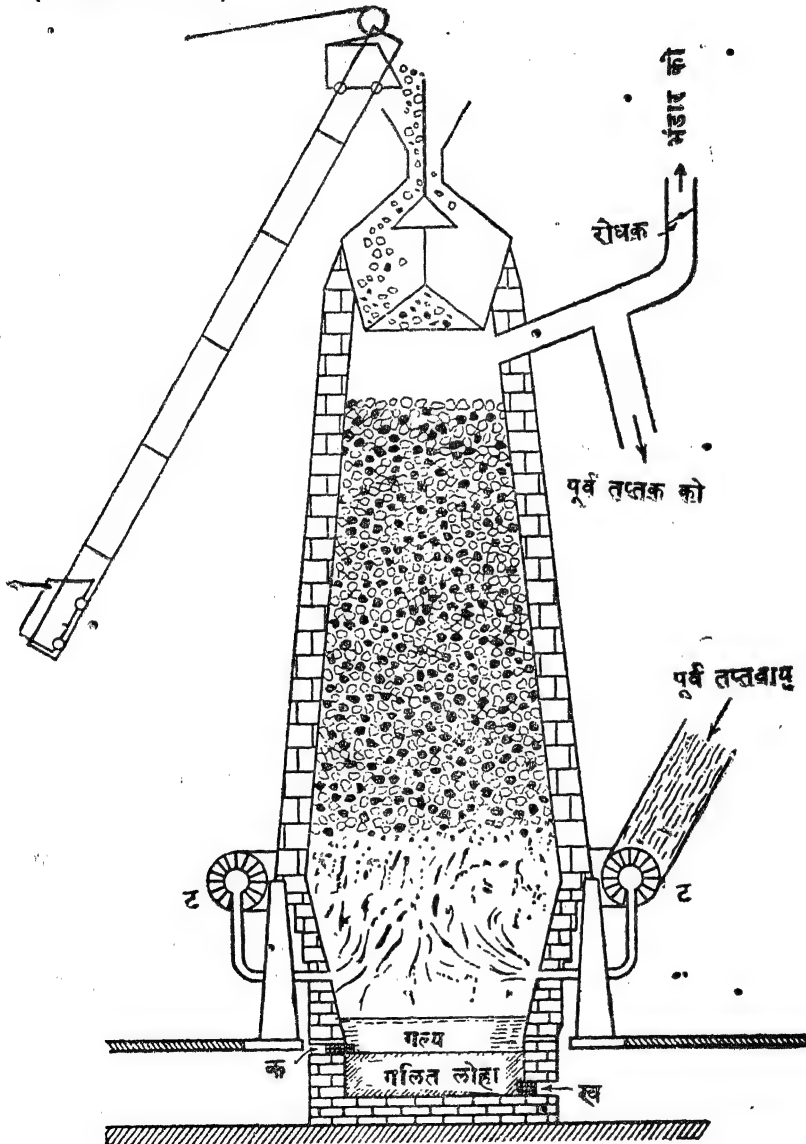
(ख) चुम्बकीय सान्द्रीकरण—धुले हुये अयस्क को अब चुम्बकीय क्षेत्र में रखते हैं। ऐसा करने पर लोहे के अयस्क कण एक ओर खिंच आते हैं और अचुम्बकीय पदार्थ दूसरी ओर हट जाते हैं। इस प्रकार अयस्क का लोहे की अपेक्षा से सान्द्रीकरण हो जाता है।

(ग) निस्तापन (calcination)—भट्टी में छोड़ने से पूर्व अयस्क का अच्छी प्रकार निस्तापन करते हैं। अयस्क को हवा के आधिक्य में रखते हैं। यह प्रतिक्रिया चाहें तो खुले ढेरों में की जाती है, अथवा इस काम के लिये विशेष निस्तापन भट्टियों का प्रयोग किया जाता है।

हेमेटाइट अयस्क का बहुधा निस्तापन करना आवश्यक नहीं समझा जाता। पर स्पैथिक अयस्क (FeCO_3) का निस्तापन परम आवश्यक है। निस्तापन करने से अयस्क से कार्बन डाइऑक्साइड, पानी, और कुछ गन्धक दूर हो जाता है। अयस्क में थोड़ा सा जो शिलाजीत का सा पदार्थ होता है, वह भी निस्तापन प्रतिक्रिया में जल कर दूर हो जाता है। इस प्रकार निस्तप्त अयस्क पूर्व की अपेक्षा अधिक रन्ध्रमय हो जाता है, और अब इसका अपचयन करना और सुगम हो जाता है।

(घ) अयस्क का संघटीकरण (Sintering)—कभी कभी निस्तप्त अयस्क का संघटीकरण किया जाता है। इस प्रतिक्रिया में छोटे छोटे कण बड़े संघट्टों में परिणत हो जाते हैं। अयस्क को एक छिछले संदूक में जाली पर रखते हैं और नीचे से हवा का झोंका दिया जाता है। ऐसा विधान होता है कि ये संदूक घुमाये जा सकें, और इनका माल एक ओर गिराया जा सके।

इस प्रकार तैयार निस्तप्त और संघट्टित अयस्क को फिर वात भट्टी (blast furnace) में भेजते हैं।



चित्र १२६—वात भट्टी

वात भट्टी या ब्लास्ट फर्नेस—लोहा बनाने में वात भट्टी का उपयोग सन् १५०० के लगभग से होता आ रहा है। यह बाहर से इस्पात की मोटी चादर की बनी होती है। इसके भीतर आग्नेय ईंटों का अस्तर होता है। यह ५०-१०० फुट तक ऊँची होती है। इसके उदर (bosh) पर इसकी अधिकतम चौड़ाई लगभग २४ फुट होती है। इसके ऊपर के मुँह को बन्द करने और खोलने के लिये दुहरा “प्याला-शंकु विधान” (cup-cone arrangement) होता है। शंकु को ऊपर खींच लें तो यह प्याले में कस कर बैठ जाता है, जिससे भट्टी का कंठ मुंद जाता है। जंजीर ढीली कर दें, तो शंकु कंठ के नीचे लटक जाता है, और द्वार खुल जाता है। इस कंठ से शोधित अयस्क भट्टी के भीतर यथोचित समय पर डाला जाता है।

वात भट्टी के मुख्यतः तीन अंग हैं—

(१) कंठ बन्द करने और खोलने के लिये मुँह पर प्याला-शंकु।

(२) भट्टी का धड़ जिसके दो भाग होते हैं— नीचे का चौड़ा भाग “उदर” (bosh) कहलाता है, और ऊपर का भाग जो मुँह तक सँकरा होता जाता है। इसे हम ऊर्ध्व कहेंगे।

(३) पैंदे के निकट की अंगीठी (hearth) जो मूषा का भी काम करती है।

इन तीन अंगों के अतिरिक्त इस भट्टी में निम्न विधान भी होते हैं—

(क) अंगीठी के निचले भाग में एक छेद (hole) होता है, जिससे भीतर की गली हुई धातु बाहर निकालते हैं।

(ख) दूसरा द्वार (notch) जिसमें हाँकर “गलित” (slag) बाहर बहाया जाता है।

(ग) मोटे नल या टायर (tuyers) जिसके द्वारा हवा के झोंके भट्टी के भीतर भेजे जाते हैं।

(घ) गैसद्वार—भट्टी के भीतर बनी गैसों को बाहर निकालने का मार्ग।

भट्टी का धड़ पिटवाँ लोहे का बना होता है, और ढलवाँ लोहे के बने स्तम्भों पर यह थमा होता है।

भट्टी के ‘उदर’ में तापक्रम सबसे अधिक होता है। काँसे के चौरस बक्से में जो आग्नेय ईंटों के अस्तर के साथ लगे होते हैं, पानी प्रवाहित किया जाता है, जिसमें टायरों द्वारा भीतर आने वाली हवा का तापक्रम वश में रहता है।

भट्टी के मुँहासे, जैसा कहा जा चुका है, अयस्क और कोयले का मिश्रण भट्टी में गिराते हैं। भट्टी का भोजन निस्तत खनिज (२½ टन), चूने का पत्थर (१८१२ हंडरेट) और कोयला या कोक (१टन) है। इतने मिश्रण से १ टन लोहा प्राप्त होता है।

हवा का भोँका या वात—पुराने समय में अयस्क को कोयले के मिश्रण के साथ गरम करने का काम हाथ से धोँकी जाने वाली धोँकनियों से चल जाता था। पर आजकल के बड़े कारखानों में प्रति मिनट ३-५ पौंड दाब पर लगभग ५०,००० घन फुट हवा चाहिये। यह काम विशेष धोँकने वाले इंजिनों से लिया जाता है। कुछ इंजिन तो ऐसे हैं जो प्रति मिनट ६० हजार घन फुट हवा दे सकते हैं। जिन भट्टियों में लकड़ी के कोयले का प्रयोग होता है, कम दाब की हवा से काम चल जाता है, जिनमें कोक या ऐन्थ्रोसाइट का व्यवहार होता है, उनमें अधिक दाब का भोँका चाहिये।

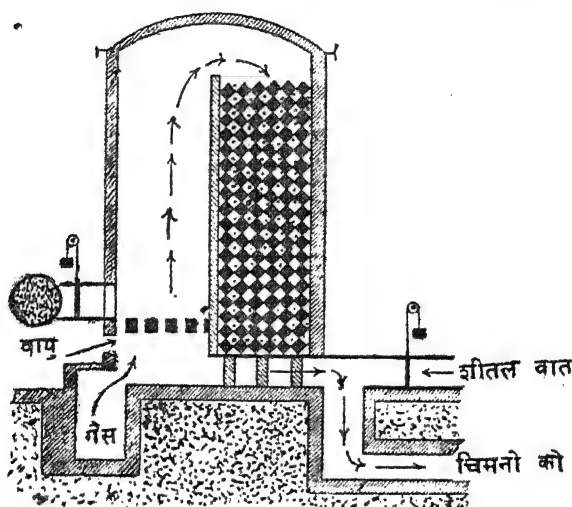
पहले तो भट्टियों में हवा वायुमंडल के तापक्रम पर ही भेजी जाती थी, पर १८२७ में नीलसन (Neilson) ने यह उचित समझा कि हवा को भट्टी में भेजने से पूर्ण गरम कर लेने में अधिक लाभ है। तब से अब सभी कारखानों में हवा पहले ही गरम कर ली जाती है। ऐसा कर लेने के कई लाभ हैं—
(१) कोक के स्थान में पत्थर के कोयले से ईंधन का काम चल सकता है।
(२) भट्टी के भीतर पहले की अपेक्षा अब कहीं कम ईंधन खर्च होता है, क्योंकि गरम हवाओं की गरमी भी काम आ जाती है। (३) भट्टी पर नियंत्रण अधिक रहता है और बड़े संयम से यह काम करती है।

वात का तापक्रम कितना रक्खा जाय यह ईंधन पर और कैसा लोहा तैयार करना है, इस पर निर्भर है। यदि लकड़ी के कोयले का उपयोग करना है तो तापक्रम २५०°-३५०° तक रख सकते हैं। ऐन्थ्रोसाइट और कोक के लिये वात का तापक्रम ७००°-८००° तक रक्खा जा सकता है। यदि तापक्रम ऊँचा रक्खा जायगा तो लोहा अधिक धूसर रंग का होगा—इसमें कार्बन और सिलिकन अधिक मात्रा में होंगे।

वात को गरम करने के स्टोव—वात भट्टी के लिये जिस हवा के भोँके का प्रयोग करना है, वह दो प्रकार से गरम की जा सकती है। (१) ढलवाँ लोहे के नलों में, और (२) ईंटों के बने पुनरुत्पादकों में।

(१) **ढलवाँ लोहे के नलों के स्टोव**—ये स्टोव ढलवाँ लोहे के बने होते हैं। इनमें तापक्रम ५५०° से ऊपर नहीं रक्खा जा सकता क्योंकि और ऊँचे तापक्रमों पर नल फट जाते हैं।

(२) ईंटों के बने पुनरुत्पादकों के स्टोव—कूपर स्टोव (Cowper stove)—इसमें वात भट्टी के कंठ से निकली गैसों ही ले जायी जाकर स्टोव



में जलायी जाती हैं। ये गैसों स्टोव के निम्न भाग में लायी जाती हैं, और हवा इनमें मिलायी जाती है। फिर ये जलायी जाती हैं। इनके जलने से बनी गैसों ऊपर उठती हैं। ये फिर एक

चित्र १३०—कूपर स्टोव

पाश्र्व में ईंटों की

चिनायी के बने भाग में प्रवाहित करायी जाती हैं। ईंटों का यह भाग ऊपरी हिस्से में पहले गरम होता है, फिर धीरे धीरे यह गरमी नीचे की ओर बढ़ती है। जब यह गरमी स्टोव तक पहुँच जाय, गैस का स्रोत बन्द कर देते हैं। अब ठंडी वात के प्रवेश का वाल्व खोल देते हैं। यह ठंडी हवा ईंटों की चिनायी में होकर ज्यों ज्यों ऊपर बढ़ती है, गरम होती जाती है। इस प्रकार से गरम की गयी हवा वात भट्टी में फिर प्रविष्ट की जाती है।

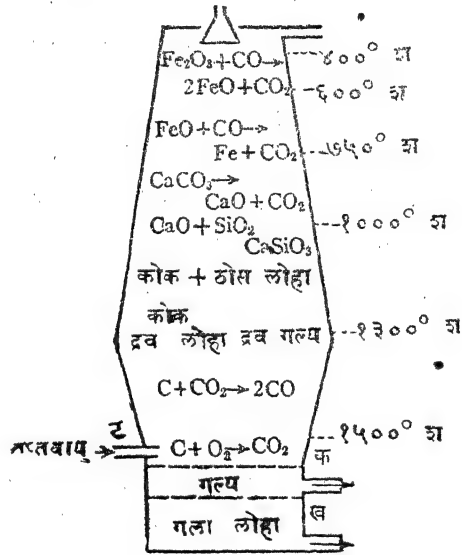
इस प्रकार वात भट्टी में पैदा हुई गैसों की गरमी ही वात (हवा के माँके) को गरम करने में काम आती है इसीलिये इस कूपर स्टोव का नाम पुनरुत्पादक (regenerative) स्टोव है।

वात का शुष्कीकरण—हवा के साथ कुछ न कुछ तो नमी रहती ही है। हवा का यह पानी तप्त कोयले के साथ निम्न प्रकार प्रतिक्रिया करता है— $C + H_2O \rightleftharpoons CO + H_2$ । इस प्रतिक्रिया में स्पष्टतः कुछ ताप की क्षति होती है। इसका अर्थ है, कि कुछ ईंधन का अपव्यय। अतः यह आवश्यक है कि वात की आर्द्रता को दूर कर दिया जाय, ऐसा करने के तीन प्रकार हैं—
(१) शीतलीकरण द्वारा जिससे हवा का पानी बरफ जम कर दूर हो जाय,

- (२) कैल्सियम क्लोराइड अथवा सिलिका जेल द्वारा पानी शोषित करके।
 (३) हवा का संकोच करने के अनन्तर इसे ठंडा किया जाय। सारांश यह है कि हवा में २ प्रतिशत से अधिक पानी कभी नहीं होना चाहिये।

वात भट्टी का प्रयोग और उसमें रासायनिक प्रतिक्रियायें—भट्टी के

कंठ में जो शंकु है, उसे जंजीरों द्वारा नीचे करने पर कंठ का मुख खुल जाता है। इस मुख से भट्टी का भोजन, अर्थात् निष्कृत लोह अयस्क, चूने का पत्थर और कोक या कोयले का मिश्रण भट्टी के उदर में डाला जाता है। नीचे भट्टी की अंगीठी में शुष्क तप्त वात प्रविष्ट होता है।

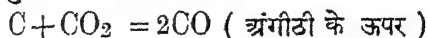


भट्टी के मुख के निकट तापक्रम 400°C से 700°C तक का होता है। यह भट्टी के धड़ का अपचायक प्रान्त (zone of reduction) है। इसके बाद भोजन जब इसके नीचे उतर आता है तो धड़ के उस प्रान्त में पहुँचता है, जहाँ तापक्रम 1200°C से 1400°C होता है। इसे गलित रचना का प्रान्त (zone of slag formation) कहते हैं। फिर जब पदार्थ ठीक भट्टी के उदर में अंगीठी के निकट पहुँचते हैं, तो वह प्रान्त मिलता है जहाँ तापक्रम 1200°C – 1300°C होता है। इसे द्रावण प्रान्त (zone of fusion) कहते हैं।

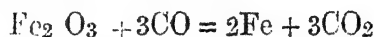
भट्टी के कंठ से उदर तक सामग्री बहुत धीरे धीरे आ पाती है। ऐसा होने में २-३ दिन तक लग जाते हैं। यह समय इस बात पर निर्भर है कि कैसा लोहा बनाना है, और कैसे वात का उपयोग किया गया है।

अंगीठी में जो कोक या कोयला जलता है वह वात भट्टी के योग से

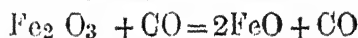
कार्बन एक्साइड देता है। यह गैस ऊपर को धड़ में उठती है। ऊपर से नीचे को आता हुआ द्रव इसके संपर्क में आकर अपचित होता है।



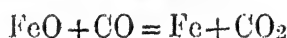
(१) $400^\circ - 600^\circ$ के बीच में—



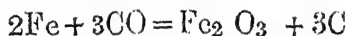
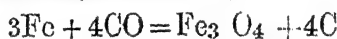
यह अपचयन दो पदों में होता है— 400° और 600° के बीच में



और फिर 600° और 800° के बीच में—



इस प्रकार अपचायक प्रान्त में लोहे का अयस्क लोहे में परिणत हो जाता है। पर साथ ही साथ यह कुछ धातु-लोहा कार्बन एक्साइड से प्रतिकृत होकर फिर आक्साइड बन जाता है—

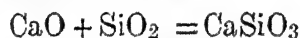


इस प्रकार फेरिक आक्साइड, Fe_2O_3 , और फेरस-फेरिक आक्साइड, Fe_3O_4 , बनते हैं।

इस ऊपर के अपचायक प्रान्त में ही जो चूने का पत्थर अयस्क के साथ आया है, तप्त होकर चूना बन जाता है—



कार्बन ट्राइआक्साइड गैस तो ऊपरी भाग के द्वार से निकल जाती है, और यह कैल्सियम आक्साइड अयस्क में मिली बालू से संयुक्त होकर गलनीय कैल्सियम सिलिकेट बनाता है—



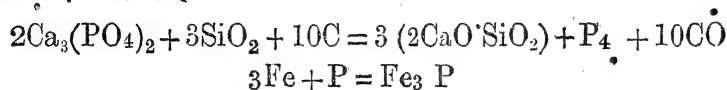
यह गल्य अंगीठे के पास बने हुये द्वार से बाहर बहा लिया जाता है।

भट्टी के उदर के पास रक्त तप्त पदार्थों का तापक्रम $1200^\circ - 1300^\circ$ होता है। यहाँ निम्न प्रतिक्रियाएँ भी साथ साथ होती हैं—



(१) यह कार्बन अपचयन की प्रतिक्रिया को पूर्ण करता है, अर्थात् यदि कुछ अयस्क अब तक बिना अपचित हुये बच रहा हो, तो वह फिर यहाँ पूर्णतः अपचित हो जाता है।

(२) अयस्क के साथ में जो कुछ थोड़ा सा फॉस्फेट भी हो, वह फॉस्फोरस में अपचित हो जाता है। यह मुक्त फॉस्फोरस लोहे के साथ फॉस्फाइड बनाता है—



इस प्रकार वात भट्टी में तैयार लोहे में कुछ लोस-फॉस्फाइड, और इसी प्रकार कुछ लोह सिलिसाइड, एवं लोह कार्बाइड भी मिले होते हैं। कुछ सलफाइड भी होता है। इन अशुद्धियों की मात्रा के ऊपर तैयार लोहे के गुण बहुत कुछ निर्भर हैं। अंगोठी में एक ओर को जो द्वार बना है, उससे यह गला हुआ लोहा बाहर बहा लिया जाता है, और इसे बालू के साँचों में ढाल लेते हैं। ढले हुये इस पदार्थ की आकृति शूकर के समान होने के कारण इसे शूकर-लोहा या पिग आयरन (pig iron) कहते हैं।

कभी कभी वात भट्टी से निकला गला हुआ लोहा इस्पात बनने के लिये सीधे कारखाने भेज दिया जाता है।

वात भट्टी द्वारा प्राप्त पदार्थ—वात भट्टी द्वारा चार प्रकार के पदार्थ प्राप्त होते हैं—(१) शूकर-लोहा, (२) गल्य, (३) भट्टी की गैस, (४) भट्टी की स्लज।

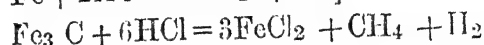
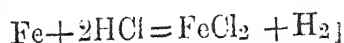
शूकर लोहा (pig iron) अथवा ढलवाँ लोहा (Cast iron)—शूकर-लोहे का ही नाम ढलवाँ लोहा है। यह शुद्ध नहीं होता। इसमें १.५ से ४ प्रतिशत तक कार्बन होता है। इसके अतिरिक्त जैसा ऊपर कहा गया है, इसमें थोड़ा सा सिलिकन, फॉस्फोरस, गन्धक, मैंगनीज आदि भी होते हैं।

Fe	६२-९५%	P	०.५-१%
C	३-४.३%	S	०.३-१%
Mn	०.२-१%	Si	१-२%

इसमें कुछ कार्बन तो लोह कार्बाइड, Fe_3C , (सीमेंटाइट) के रूप में और कुछ ग्रेफाइट के रूप में होता है। ग्रेफाइट वाला लोहा कुछ धूसर रंग का होता है।

गला हुआ ढलवाँ लोहा जब वेगपूर्वक ठंढा किया जाता है, तो इसमें सिलिकन कम और मैंगनीज अधिक होता है। ऐसी अवस्था में इसका नाम श्वेत (white) शूकर-लोहा होता है। लगभग सभी कार्बन कार्बाइड के र० शा० १३२

रूप में रहता है। यह भंगुर पदार्थ है और हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड में पूर्णतः विलेय है। धुलने पर हाइड्रोजन और हाइड्रोकार्बन का मिश्रण बनता है—



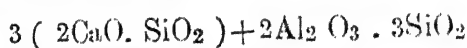
यदि गले हुये ढलवाँ लोहे में कम से कम २.५ प्रतिशत सिलिकन हो, और यह धीरे धीरे ठंढा किया जाय तो इसका अधिकांश कार्बन ग्रेफाइट-पत्र के रूप में पृथक् हो जाता है। इस प्रकार प्राप्त लोहा मृदु होता है। इसे हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलें तो हाइड्रोजन निकलता है, और ग्रेफाइट अविलेय बच जाता है। इस प्रकार के लोहे का नाम धूसर (grey) शूकर-लोहा है।

श्वेत और धूसर शूकर लोहे की बीच की अवस्था के लोहे का नाम चिदकबरा (mottled) शूकर-लोहा है।

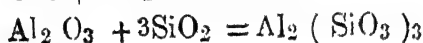
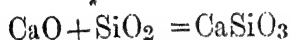
शुद्ध लोहे में ४.२५% तक कार्बन विलेय है, पर यदि मैंगनीज भी विद्यमान हो, तो और अधिक कार्बन घुल जाता है।

स्पीगल आयसन (Spiegel eisen)—और फेंगमैंगनीज—ये भी शूकर लोहा हैं पर इनमें १० प्रतिशत से अधिक (३०-३२% तक) मैंगनीज होता है। तोड़ने पर चमकीला पृष्ठ निकलता है।

गल्य—गलित धातु के अतिविक्रि प्रतिक्रिया में जो अन्य गलित पदार्थ बनते हैं, वे गल्य कहलाते हैं। ये हलके होते हैं, अतः इनकी तह गली हुई धातु के ऊपर तैरती है। यह कैल्शियम सिलिकेट और ऐल्यूमीनियम सिलिकेट का मिश्रण होता है—

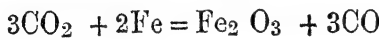


मूल अयस्क में सिलिकेट और ऐल्यूमीनियम की अशुद्धियाँ होती हैं जिनका दूर करना आवश्यक है। यदि अयस्क में कैल्शियम की मात्रा पहले से ही काफी हो, और सिलिकेट न हो तो गल्य बनाने के लिये ऊपर से थोड़ा सी बालू छोड़नी पड़ती है, और यदि सिलिकेट अधिक हो तो चूना छोड़ना पड़ता है।



कैल्सियम और ऐल्यूमीनियम सिलिकेट गलनशील हैं। गल्यों का रंग श्वेत होता है, पर बहुधा इसमें थोड़ा सा हरापन, नीलापन, भूरापन या कालापन भी होता है।

वातभट्टी से निकली गैसों—भट्टी में अधिकतर तो कार्बन द्विऑक्साइड गैस बनती है, पर इसका बहुत कुछ अंश तप्त लोहे के संपर्क से फिर कार्बन-एकऑक्साइड में अपचित हो जाता है।



वातभट्टी से निकली हुई गैसों का संगठन निम्न प्रकार हो जाता है—

नाइट्रोजन	६३%	मेथेन	१-३%
CO ₂	५-८%	हाइड्रोजन	१-२%
CO	२४-३०%		

इन गैसों का उपयोग कूबर-स्टोवों में किया जाता है, जैसा कि कहा जा चुका है।

रज (Dust)—गैसों के साथ बहुत सी धूल या रज भी उड़ कर आती है। इस रज में अयस्क, द्रावक और ईंधन के कण होते हैं। भिन्न भिन्न कारखानों में भिन्न भिन्न विधियों से इस रज को इकट्ठा करने के विधान होते हैं—रज ग्राहक, तरह तरह के छुन्ने और विद्युत् विसर्ग पर निर्भर विधियों का उपयोग होता है।

घनवर्धनीय या पिटवाँ लोहा (Malleable or wrought iron)—

यह लगभग शुद्ध लोहा होता है। इसमें ०.१२ प्रतिशत तक कार्बन होता है। कुछ गल्य भी (२-३%) इसमें आखसित रहता है। इसकी रचना तन्तुमय होती है, अतः यह दृढ़ और घनवर्धनीय होता है। इसे हथोड़े से पीट कर बढ़ाया जा सकता है। यह ढलवाँ लोहे की अपेक्षा उच्चतर तापक्रम पर पिघलता है (१४००°-१५००°)। इसमें सम्पूर्ण घुली हुई अशुद्धियाँ ०.५ प्रतिशत से कम ही होती हैं।

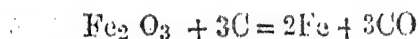
पिटवाँ लोहा बनाने की दो प्रकार की विधियाँ हैं—(१) अयस्क से पिटवाँ लोहा, (२) ढलवाँ लोहे से पिटवाँ लोहा।

अयस्क से पिटवाँ लोहा—हमारे देश में पुरानी पद्धति अयस्क से सीधे पिटवाँ लोहा तैयार करने की है। जमीन पर ही छोटी छोटी मट्टियाँ तैयार कर ली जाती हैं, जिनके निम्न भाग में दो छेद होते हैं। एक छेद से तो

खाल की धोंकनी से हवा भीतर भेजते हैं, और दूसरे छेद से गल्य और धातु बाहर निकालते हैं। भट्टी जैसे ही तप उठती है अयस्क का चूरा और कोयला इसमें डालते हैं। ४-६ घंटे में रन्ध्रमय लोहा तैयार हो जाता है। यह पिटवाँ लोहा घन की चोट से बढ़ाया जा सकता है।

ढलवाँ लोहे या शुकर लोहे से पिटवाँ लोहा—जैसा पीछे कहा जा चुका है, ढलवें लोहे में कार्बन, सिलिकन, फॉस्फोरस, गन्धक, मैंगनीज आदि अपद्रव्य सब मिल कर ५-८ प्रतिशत होते हैं। इसे क्षेपक या परावर्त्तक भट्टी (reverberatory furnace) में गलाते हैं। गला कर इसमें सोडियम कार्बोनेट और कुछ मैंगनीज मिला देते हैं। ये पदार्थ गलनशील सलफाइड, फॉस्फेट, सिलिकेट आदि बना देते हैं। कुछ द्रव्यों का उपचयन हो जाता है, और शुद्ध लोहा बच रहता है।

सन् १७८४ में कॉर्ट (Cort) ने पंकन-विधि, या पुडलिंग-विधि (Puddling process) का आविष्कार किया। इस विधि में क्षेपक भट्टी का उपयोग किया जाता है। इस भट्टी की दीवारों और फर्श पर फेरिक ऑक्साइड, (हेमेटाइट) का अस्तर होता है। यह ऑक्साइड ढलवाँ लोहे के कार्बन का अपचयन कर देता है—



पिघले हुये लोहे में होकर कार्बन एक्साइड गैस के बुलबुले उठते हैं, और गले द्रव्य में उफान सा आता है।

“पंकन-विधि” के चार अंग हैं—(१) द्रावण अवस्था—इस अवस्था में लोहा गलता है, और सिलिकन, मैंगनीज और फॉस्फोरस का उपचयन होता है। वह इस प्रकार अलग हो जाते हैं। इनका मैल या “पंक” काँछकर अलग कर दिया जाता है।

(२) कथनावस्था—इस अवस्था में लोह किट्ट (अर्थात् लोहे का ऑक्साइड) गले हुये पदार्थ में डाला जाया है। कुछ लोहे का ऑक्साइड भट्टी के अस्तर से प्राप्त होता है। यह ढलवाँ लोहे के कार्बन से उपर्युक्त समीकरण के अनुसार प्रतिक्रिया करता है। कार्बन और सिलिकन का भी उसी प्रकार उपचयन हो जाता है। कार्बन एक्साइड का प्रत्येक बुदबुदा जब फूटता है, वह जल उठता है। इसे पंक ज्वाला या “पुडलर-मोम-बत्ती” कहा जाता है। जब सब कार्बन उड़ जाता है तो उवाल बन्द हो जाता है और धातु कड़ी पड़ जाती है।

(३) अन्तिम शोधनावस्था—इसमें शेष कार्बन और मैंगनीज दूर किया जाता है।

(४) गोलावस्था (Balling)—अब जो मृदु लोहा मिला उसके ७५-७० पौंड के गोले बना लिये जाते हैं। इन्हें फिर घन से पीट कर निचोड़ा जाता है जिससे इसके गल्य पदार्थ दूर हो जाते हैं।

इस्पात का व्यवसाय

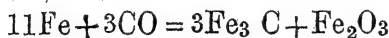
[Steel industry]

वज्रायस् या इस्पात इस प्रकार का लोहा है जिसमें ढलवां या शूकर लोहे से कम पर पिटवाँ लोहे से अधिक कार्बन होता है। संसार का अधिकांश लोहा इस्पात बनाने के काम आता है। इस्पात में ०.५ से १.५ प्रतिशत से कम ही गन्धक होता है। मैंगनीज ०.५ प्रतिशत और सिलिकन ०.३ प्रतिशत तक इसमें होते हैं। इस्पात में कुछ अन्य धातुयें भी विभिन्न देशों में मिलायी जाती हैं। जैसे यदि ऐसी इस्पात बनानी हो जो धक्के न डाले, तो उसमें क्रोमियम मिलाया जाता है। औजार बनाने की इस्पात में मैंगनीज, टंगस्टन और वैनैडियम मिलाते हैं।

वज्रायस्, स्टील या इस्पात बनाने की विधियाँ चार प्रकार की हैं —

- (१) सीमेंटीकरण विधि— — “Cementation”
- (२) अम्ल और भास्म परिवर्तक विधि—“Converter”
- (३) आम्ल और भास्म खुली अंगीठी-विधि—“Openhearth”
- (४) विद्युत् विधि—“Electrical”

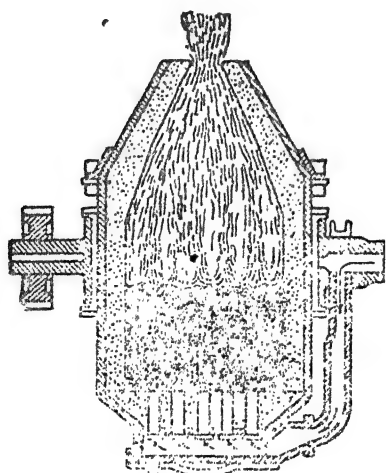
सीमेंटीकरण विधि—इस्पात बनाने की यह सबसे प्राचीन विधि है। इस विधि में शुद्ध पिटवाँ लोहे के छड़ या लट्टे काट लेते हैं, और फिर लकड़ी के कोयले में दबा कर सात दिन तक गरम होने देते हैं। पिटवाँ लोहा धीरे धीरे कार्बन की आवश्यक मात्रा ले लेता है। यह कार्बन संभवतः कार्बन एक्रोन्साइड द्वारा प्राप्त होता है।



इस विधि में छड़ या लट्टे के भीतर के भाग पर क्रिया अधूरी रह जाती है, पृष्ठ भाग का लोहा इस्पात बन जाता है। अतः समस्त लोहे को गलाकर एकरस कर लिया जाता है, और फिर इसे ढाल लेते हैं। इस प्रकार बने इस्पात को

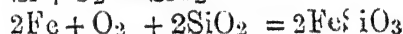
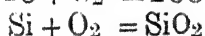
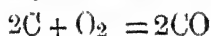
“भूषा-इस्पात” (Crucible steel) भी कहते हैं। लूरे और अन्य औजारों के बनाने में यह काम आती है।

बेसीमर इस्पात—जब से बेसीमर (Bessemer) ने सन् १८५५ में अपने अंडाकार परिवर्तक



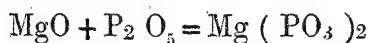
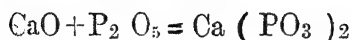
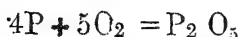
(Converter) का आविष्कार किया तब से इस्पात बनाने की विधि बड़ी सरल हो गई है। इस विधि में ढलवाँ या शूकर लोहा गलाया जाता है, और गले लोहे में होकर हवा धोकी जाती है। ऐसा करने से ढलवाँ लोहे का अधिकांश कार्बन अपचित होकर कार्बन एक्साइड बन जाता है;

चित्र १३२—बेसीमर परिवर्तक और सिलिकन का सिलिका बन जाता है, जो धातु के साथ सिलिकेट गल्य बना कर ऊपर तैरने लगता है। यहाँ से यह काँछ कर अलग कर दिया जाता है।



इस विधि से फॉस्फोरस को दूर करना कठिन है। अतः ऐसा शूकर लोहा ही लेना चाहिये जिसमें फॉस्फोरस न हो (जैसे लाल हेमेटाइट से प्राप्त लोहा)।

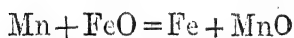
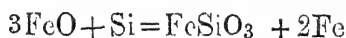
बेसीमर की प्रारंभिक विधि में परिवर्तक के भीतर अस्तर गेनिस्टर (garnister) नामक पदार्थ का होता था जो बालू से बनाया जाता था। यह अस्तर लोहे के फॉस्फोरस को दूर करने में समर्थ न था। बाद को गिलक्राइस्ट (Gilchrist) और थॉमस (Thomas) ने चूने और मेगनीशिया का अस्तर (कोलतार से सान कर) चढ़ाया। गले लोहे में हवा धोँकने के अनन्तर कुछ चूना इसमें और छोड़ा जाने लगा। गिलक्राइस्ट-थॉमस विधि से लोहे का फॉस्फोरस पूर्णतः अलग किया जा सका—



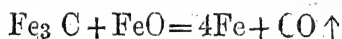
इन प्रतिक्रियाओं के आधार पर कैल्सियम और मैग्नीशियम फॉस्फेट का मेल गले ताँबे के ऊपर आ गया।

यह उल्लेखनीय बात है कि इस भास्म अस्तर के उपयोग करने पर आवश्यक हो जाता है कि लोहे में सिलिका बहुत न हो, नहीं तो यह अस्तर के साथ कैल्सियम सिलिकेट बना देगा, और अस्तर छूट जायगा। गिलक्राइस्ट विधि में गल्य में कैल्सियम-मैग्नीशियम फॉस्फेट होते हैं जिनका उपयोग खाद के रूप में होता है।

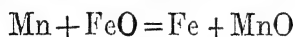
इस्पात बनाने के लिये बात भट्टी से सीधा गला हुआ ढलवाँ लोहा बेधीमर परिवर्तक में भेजा जाता है, और इसमें हवा का प्रवाह आरंभ किया जाता है। हवा थोड़े से लोहे का उपचयन करके फेरस ऑक्साइड बनाती है। यह सिलिकन और मैग्नीज से प्रतिक्रिया करता है—



जब तक ये प्रतिक्रियायें होती हैं, परिवर्तक के मुख से कोई ज्वाला नहीं निकलती। पर बाद को कार्बन के साथ प्रतिक्रिया आरंभ होती है—



यह कार्बन एक्साइड परिवर्तक के मुँह पर आकर जल उठती है। मुँह पर से बहुत बड़ी ज्वाला उठती है। जब ज्वाला शान्त पड़ जाय, तो समझना चाहिये कि ढलवाँ लोहा साफ हो गया है; इसमें कुछ लोह ऑक्साइड अवश्य मिला रहता है। इसे दूर करने के लिये इसमें थोड़ा सा स्पीगल आयसन (Spiegel eisen) अर्थात् शुद्ध लोहा जिसमें २०% के लगभग मैग्नीज हो, मिलाया जाता है। इसे मिलाने पर जोरों से प्रतिक्रिया फिर आरंभ होती है। मैग्नीज लोह ऑक्साइड के ऑक्सीजन से संयुक्त हो जाता है—

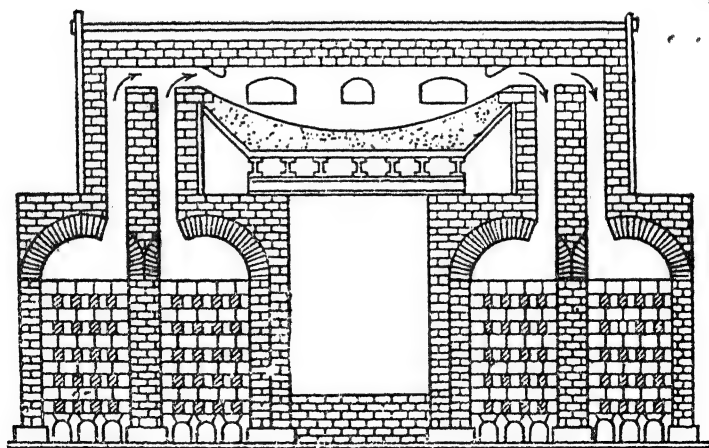
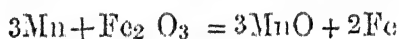
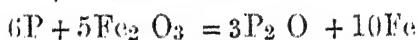
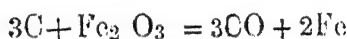


यह मैग्नीज ऑक्साइड गल्य रूप में पृष्ठ पर आ जाता है। इसे अलग काँछ लेते हैं।

इस प्रकार जो लोहा तैयार हुआ उसे इस्पात कहते हैं। मृदु इस्पात का संगठन निम्न प्रकार होता है।

लोहा	९८.४%	फॉस्फोरस	०.१%
कार्बन	०.४%	गन्धक	०.०६%
मैंगनीज	०.६%	सिलिकन	०.१%

विद्युत चुल्लि-विधि—Open-Hearth Process—इस्पात बनाने की यह विधि बड़े महत्व की है। सन् १८६३ में सीमेन्स (Siemens) ने और सन् १८६४ में मार्टिन (Martin) ने इसका प्रयोग किया। इस विधि में शुरू कर लोहा, लोहे के छोड़न और लोह ऑक्साइड तीनों का मिश्रण अति उच्च तापक्रम तक गरम किया जाता है। इसकी प्रतिक्रियायें उसी प्रकार की हैं, जैसा कि पंकन-विधि (Puddling process) की। इस विधि में लोह ऑक्साइड की प्रतिक्रिया कार्बन, सिलिकन, मैंगनीज और फॉस्फोरस के साथ होती है। इन तत्वों के ऑक्साइड बनते हैं—



चित्र १३३—सीमेन्स-मार्टिन विधि

कार्बन एक्साइड तो उड़ कर हवा के साथ जल उठता है। दूसरे ऑक्साइड P_2O_5 , SiO_2 , MnO , आदि अस्तर के साथ संयुक्त होकर

गल्य बनाते हैं। सिद्धान्त रूप से यह विधि सरल है पर व्यवहार की दृष्टि से यह सुगम नहीं है। इसके लिये आवश्यक है कि इतनी बड़ी भट्टी हो कि जिसमें १०० टन तक का लोहा श्वेत ताप कर गरम किया जा सके।

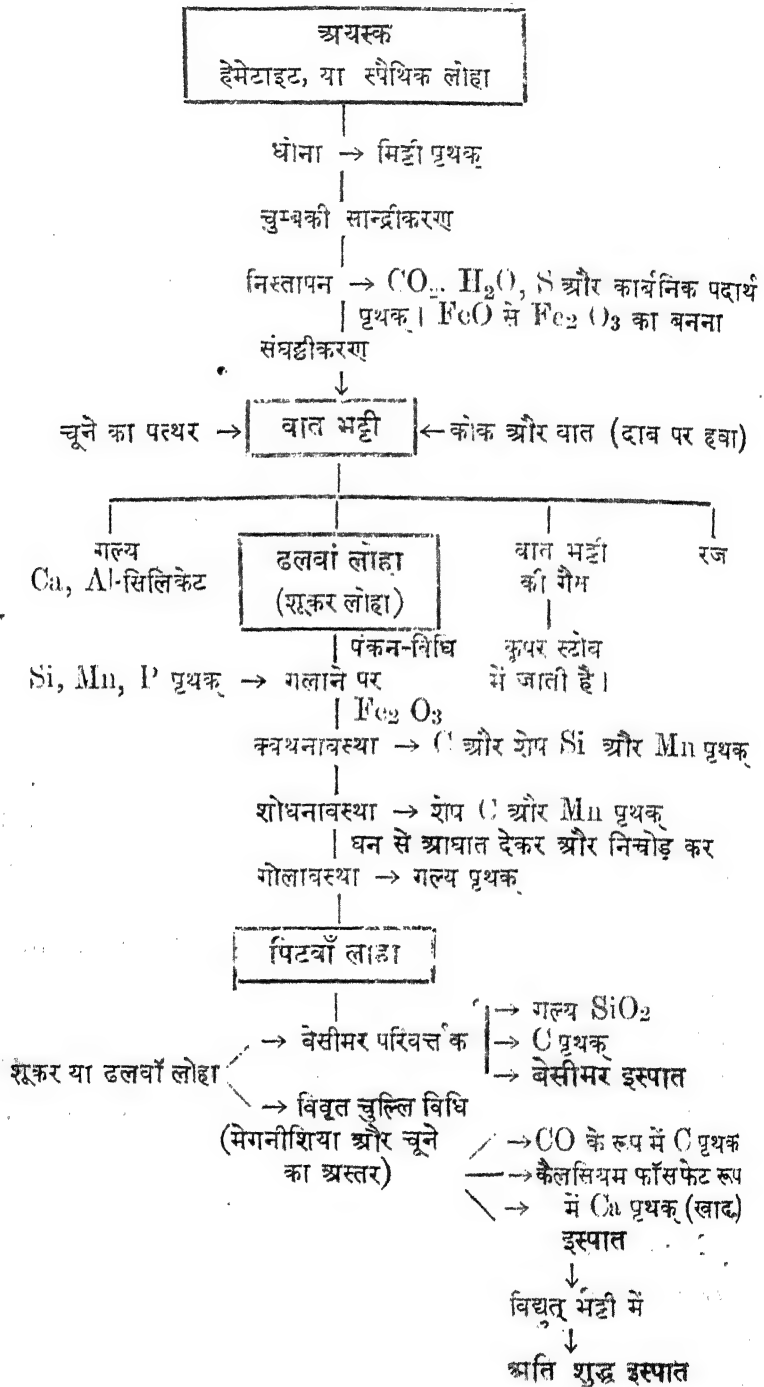
सीमेन्स मार्टिन विधि में भट्टी बाहर से ढलवाँ लोहे की होती है। और इसके भीतर ऐसी आग्नेय ईंटों का अस्तर होता है जिनमें सिलिका काफ़ी हो। भट्टी के फर्श पर या तो भास्म अस्तर (चूना और मेगनीशिया का) होता है या आम्ल-अस्तर (जैसे आग्नेय बालू का)। यदि लोहे में फॉस्फोरस बहुत हो तो भास्म अस्तर का उपयोग करते हैं। भट्टी में लोहा, लोहे का छीजन और लोहे, के ऑक्साइड का मिश्रण रखते हैं। किसी “पुनरुत्पादक” से जिसकी ईंटों की जाली गैसों से ही गरम में की गई हो, “उत्पादक गैस” या प्रोड्यूसर गैस भट्टी में प्रविष्ट की जाती है। एक दूसरे पुनरुत्पादक से हवा भट्टी में प्रविष्ट कराते हैं। भट्टी के प्रकोष्ठ में हवा और उत्पादक गैस दोनों जलती हैं। इनके जलने पर प्रकोष्ठ का तापक्रम बहुत ऊँचा उठ जाता है। जलने पर जो गैसें बनती हैं उनके बाहर निकालने के लिये दो मार्ग होते हैं। इनसे ये तप्त गैसें निकल कर पुनरुत्पादकों को फिर गरम करने के काम आती हैं।

इस विधि में कई लाभ हैं। इस्पात का संगठन यथेष्ट बनाया जा सकता है, लोहे के छीजन का भी इसमें उपयोग हो जाता है, और इस्पात एकरस बनती है। हाँ, इसमें ईंधन का खर्च अत्यन्त विशेष होता है, पर इस्पात इतनी अच्छी बनती है कि यह खर्च बसल हो जाता है।

विद्युत् इस्पात—विद्युत् भट्टियों में तैयार की गई इस्पात बहुत शुद्ध होती है, इसमें गन्धक बिलकुल नहीं होता। ये भट्टियाँ ऊपर वाली भट्टियों में तैयार किये गये इस्पात को ही और अधिक शुद्ध करने के काम आती हैं। इन भट्टियों में भास्म-अस्तर होता है। गरम होने पर इनमें जब इस्पात गल जाती है, तो ऊपर से कुछ चूना, बालू और फ्लोरस्पर छोड़ा जाता है। भट्टी बन्द कर दी जाती है, जिससे लोहा ऑक्सीजन के संपर्क से बचा रहे। थोड़ी देर में प्रतिक्रिया पूरी हो जाती है। चूना इस्पात के कार्बन और गन्धक के साथ संयुक्त होकर कैल्सियम कार्बाइड और सलफाइड बनाता है। भट्टी की अपचापक परिस्थितियाँ सम्पूर्ण ऑक्सीजन को दूर कर देती हैं।

यदि मिश्र-इस्पात तैयार करनी हो, तो इसी समय कुछ फेरोमैगनीज या फेरोक्रोमियम छोड़ा जाता है।

अयस्क से लोहे की प्राप्ति



वज्रायस् या इस्पात की प्रकृति—इस्पात लोहे का अति मूल्यवान् रूप है। इसमें बल, कठोरता और दृढ़ता तीनों होती हैं। घन की चोट पर इसे झुकाना और बढ़ाया भी जा सकता है। इसे गरम करके, अथवा इस पर पानी चढ़ा कर या मृदु (टेम्पर) करके यथेच्छ दृढ़ और यथेच्छ मृदु भी किया जा सकता है। यह इसकी और विशेषता है।

जब इस्पात को धीरे धीरे ठंडा करते हैं या एनील करते हैं, यह सापेक्षतः मृदु होती है, इसे झुका सकते हैं, इसमें छेद कर सकते हैं, और यह मुड़ तो जाती है पर टूटती नहीं। पर यदि इस्पात को 900° के लगभग ऊँचे तापक्रम पर गरम करके एक दम ठंडा करें, तो यह बहुत ही कठोर हो जाती है और भंगुर भी हो जाती है, इतनी भंगुर कि किसी उपयोगी काम में नहीं आ सकती। पर यदि इसी इस्पात को एक बार फिर सावधानी से गरम किया जाय, तो यह कम भंगुर और कम कठोर बन जाती है। इस प्रक्रिया को मृदुकरण या टेम्परिंग कहते हैं। ठीक तापक्रमों के प्रयोग से विभिन्न गुणों की इस्पात बनायी जा सकती है जिनका उपयोग भिन्न भिन्न कामों में हो सकता है। उदाहरणतः यदि चाकू या उस्तरे के लिये इस्पात बनानी है तो दुबारा थोड़ा ही गरम करना चाहिये। इस काम के लिये इस्पात कठोर होनी चाहिये। यह आवश्यक नहीं है कि यह चोट सह सके। पर यदि बमूले, आर्री या फडुवे के लिये इस्पात बनानी हो तो दुबारा ऊँचे तापक्रम तक गरम करना चाहिये। इस काम के लिये जहाँ यह आवश्यक है कि इस्पात दृढ़ हो, यह भी आवश्यक है कि यह भंगुर न हो।

इस्पात की दृढ़ता कार्बन की मात्रा पर भी निर्भर है। साधारण इस्पात में ०.५ से १.५ प्रतिशत तक कार्बन होता है। मृदु इस्पात में ०.५ प्रतिशत से कम कार्बन होता है।

यहाँ यह भी ध्यान रखने योग्य बात है कि यदि ऊँचे तापक्रम तक इस्पात को तपा कर इसे पारे या ताप के अच्छे चालक किसी और द्रव्य में बुझावें तो जो इस्पात बनेगी वह अधिक कठोर और भंगुर होगी। पर तप्त इस्पात को पानी में बुझावें तो सापेक्षतः नरम और भंगुर इस्पात बनेगी। पर यदि तेल में बुझावें तो दृढ़ होगी पर भंगुर न होगी (क्योंकि तेल में बुझाने पर तापक्रम धीरे धीरे गिरता है)।

तप्त इस्पात का रूप-रंग देख कर ही पता चल जाता है कि इसका तापक्रम क्या है। यदि कठोर इस्पात के पृष्ठ पर पॉलिश की हो, और इसे

धीरे धीरे गरम करें तो तापक्रम के अनुसार इसके रंग बदलेंगे। पहले तो भूरी का सा हलका रंग आवेगा (220°) ; फिर यह रंग गहरा पड़ जावेगा (230°) ; गहरा पीला हो जावेगा (245°) ; फिर भूरा पड़ेगा (255°) ; फिर बैजनी चितकबरा होगा (265°) ; फिर बैजनी रंग हो जायगा (275°) ; फिर कासनी रंग का हो जायगा (285°) और अन्त में नीले रंग का हो जाता है (320°)। अनुभवी व्यक्ति इन रंगों को देख कर ही तापक्रम का अनुमान कर लेते हैं। इस्पात की बनी भिन्न भिन्न चीज़ों के लिये भिन्न भिन्न तापक्रम तक गरम करना चाहिये।

220° तक भाला, छुरा, डाक्टर की चाकू।

230° ,, छुरा, डाक्टर की शल्यस्त्र।

245° ,, कलम पेन्सिल बनाने के चाकू, लकड़ी काटने का औज़ार।

255° बसूला, आरी।

265° बसूला, जेब्री चाकू।

275° रोटी काटने के चाकू, कांटे, छुरी।

285° तलवार, घड़ी की कमानी।

लोहे के रूपान्तर—जैसे गन्धक या फॉस्फोरस के स्थायी और अस्थायी रूपान्तर होते हैं, उसी प्रकार लोहे के भी कई रूपान्तर ज्ञात हैं। यदि शुद्ध लोहे को 480° तक गरम किया जाय, तो इसके अणुओं की रचना में परिवर्तन हो जाता है।

साधारण शुद्ध लोहा 760° के नीचे स्थायी है और मृदु एवं चुम्बकीय है। पिटवाँ लोहा इसी प्रकार का है। इसे ऐलफा-फेराइट (alpha ferrite) कहते हैं। इसमें लोह कार्बाइड, Fe_3C , अधिक नहीं घुलता।

यदि लोहे को 900° तक गरम किया जाय तो जो लोहा बनता है, वह चुम्बकीय नहीं होता। यह कार्बाइड सीमेंटाइट (cementite) के साथ ठोस विलयन बनाता है। इसे गामा फेराइट (gamma ferrite) कहते हैं। लोहे को यदि 1400° तक गरम करें तो तीसरे प्रकार का लोहा बनता है जिसे डेल्टा-फेराइट (delta ferrite) कहते हैं। यह लोहा कार्बाइड को घोलने में असमर्थ है।

600°

ऐ० फेराइट \rightleftharpoons गा० फेराइट \rightleftharpoons डे० फेराइट

1400°

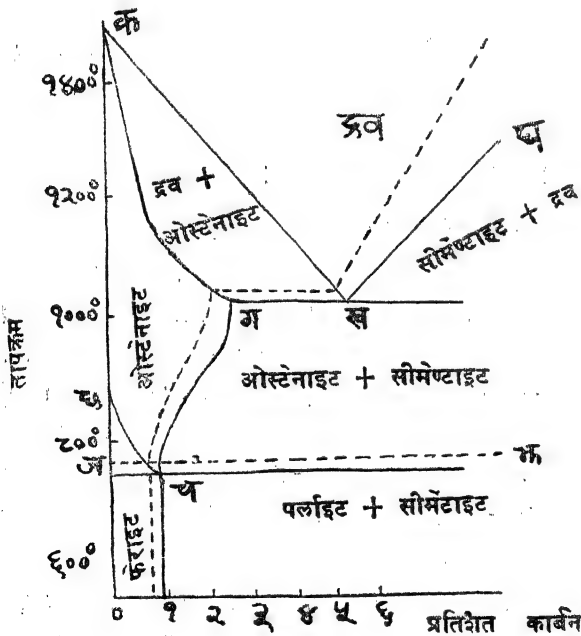
इसी प्रकार यदि डेल्टा फेराइट को ठंडा करें तो 1400° के नीचे यह गामा फेराइट में परिणत होने लगता है, और फिर 600° के नीचे ऐलफा-फेराइट में।

यदि द्रव लोहे को वेगपूर्वक बुझाया जाय तो यह लोह कार्बाइड (सीमेंटाइट) का ठोस विलयन बनाते हुये गामा-फेराइट में परिणत हो जायगा। यह एकरस कठोर और भंगुर इस्पात है। इसका नाम ऑस्टेनाइट (austenite) है।

पर यदि द्रव लोहे को धीरे धीरे ठंडा करें, तो लोह कार्बाइड (सीमेंटाइट) विभक्त हो जाता है। ऐसा होने पर लोहा 1130° पर ठोस पड़ता है। इसमें लोह कार्बाइड के विभाजन से बना कार्बन प्रेफाइट के पत्रों के रूप में रहता है।

यदि किसी इस्पात में कार्बन कम हो, तो कभी कभी धीरे धीरे ठंडा करने पर ऐसा लोहा प्राप्त होता है जिसमें शुद्ध लोहे (ए० फेराइट) के मणिभ एक दूसरे प्रकार के सूक्ष्म पत्राकार मणिभों से पृथक् हो जाते हैं। इन पत्राकार मणिभों में बारी बारी से लोहे और सीमेंटाइट (कार्बाइड) की तहें होती हैं। इन पत्राकार मणिभों को पर्लाइट (pearlite) कहते हैं।

नीचे के चित्र में लोहे पर कार्बन का प्रभाव चित्रित किया गया है।



चित्र १३४—लोह-कार्बन वक्र

क—शुद्ध (डे० फेराइट) लोहे का द्रवणांक

कख—द्रव लोहे के हिमांक पर कार्बन का प्रभाव
(liquidus)

कग—ठोस लोहे के द्रवणांक पर कार्बन का प्रभाव
(solidus)

ख—चलबिन्दु (eutectic) (११२५°)

(ऑस्टेनाइट और सीमेंटाइट के बीच में)

खघ—सीमेंटाइट का विलेयता वक्र

चग—ऑस्टेनाइट में कार्बन की विलेयता

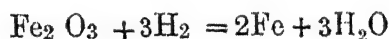
च = ०.८६% कार्बन

छच—गा० फेराइट से ए० फेराइट की परिवर्तन-शीलता (कार्बन के हिसाब से साम्य-तापक्रम पर प्रभाव) ।

चच—चल बिन्दु-ए० फेराइट और पर्लाइट के बीच में ।

जम्—इस रेखा पर चुम्बकीय परिवर्तन होता है । (७६०°)

शुद्ध लोहे के गुण—प्रयोगशालाओं के काम का अतिशुद्ध लोहा शुद्ध फेरिक ऑक्साइड की हाइड्रोजन के प्रवाह में तपा कर तैयार किया जा सकता है—



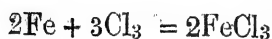
फेरस लवणों के विद्युत् विच्छेदन से भी अतिशुद्ध लोहा प्राप्त होता है ।

शुद्ध लोहा सफेद रंग का होता है । यह ५२५° के लगभग तापक्रम पर पिघलता है । बिजली की भट्टियों में यह उबाला जा सकता है । इसका घनत्व ७.८५ है और आपेक्षिक ताप ०.११० । लोहे की विशेषता इसका प्रबल अनुचुम्बकत्व है, जिसे लोह-चुम्बकत्व (ferromagnetism) कहते हैं । पर लोहे के प्रति चुम्बक का यह विशेष आकर्षण ७६६° के नीचे ही होता है, अतः संभवतः यह ऐलफा-फेराइट लोहे का ही गुण हो । शेष गामा और डेल्टा-फेराइटों में जो उच्च तापक्रमों पर ही स्थायी हैं लोह-चुम्बकत्व नहीं पाया जाता ।

लोहा ऑक्सीजन से शीघ्र संयुक्त होता है । इसका महीन चूर्ण हवा में जलता है, और ऑक्सीजन में तो बड़ी ही उग्रता से जलता है और चिन-गारियों की फुलझड़ियाँ छूटती हैं । ऑक्सीजन के प्रति इस उग्रता का

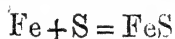
उपयोग लोहे की मोटी मोटी चद्दरों को तोड़ने में किया जाता है। जिस स्थान पर से तोड़ना हो उसे आँक्स-ऐसीटिलीन ज्वाला द्वारा श्वेत तप्त करते हैं। श्वेत ताप के अनन्तर ज्वाला में ऐसीटिलीन का प्रवाह रोक देते हैं। केवल आँक्सीजन का प्रवाह पड़ने पर श्वेत तप्त लोहा कटने लगता है*। जिस सीध में लोहे की चद्दर को चाहें, अब काटते जा सकते हैं*।

लोहा क्लोरीन गैस में भी जलता है। प्रतिक्रिया में फेरिक क्लोराइड बनता है—

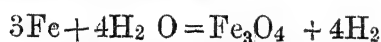


अन्य हैलोजनों से भी यह संयुक्त होता है।

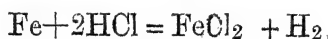
गन्धक की वाष्पों में यह जल कर फेरस सल्फाइड बनाता है—



रक्त तप्त लोहा पानी की भाप के साथ प्रतिक्रिया करता है। ऐसी स्थिति में फेरसफेरिक (ferrosoferric) आँक्साइड (चुम्बकीय आँक्साइड) बनता है, और हाइड्रोजन मुक्त होता है—

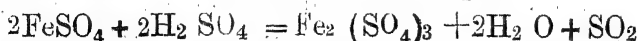


लोहे पर वे एसिड जिनमें उपचायक गुण नहीं हैं, प्रतिक्रिया करके फेरस लवण और हाइड्रोजन देते हैं—



ढलवाँ लोहे और इस्पात में यदि कार्बाइड, फॉस्फोरस, आर्सेनिक आदि अशुद्धियाँ भी हों तो वे एसिड के योग से गैसीय हाइड्राइड देंगी। (हाइड्रोकार्बन, फॉस्फीन, आर्सेन आदि)। ये गैसें भी हाइड्रोजन के साथ निकलेंगी। अतः इस प्रकार प्राप्त हाइड्रोजन दुर्गन्धमय और विषैला होता है।

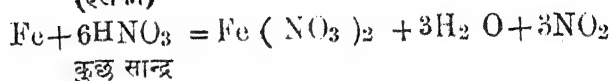
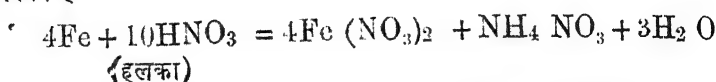
उपचायक एसिड लोहे के साथ अपचित हो जाते हैं। सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड लोहे के चूर्ण के साथ गरम होने पर फेरस सल्फेट, और फेरिक सल्फेट एवं गन्धक द्विआँक्साइड और गन्धक भी देता है—



दबका नाइट्रिक एसिड लोहे से अपचित होकर अमोनिया देता है।

पर अधिक सान्द्र एसिड नाइट्रस आँक्साइड, नाइट्रिक आँक्साइड और

नाइट्रोजन परीक्साइड देते हैं। हलके एसिड के साथ फेरस नाइट्रेट, परन्तु सान्द्र एसिड के साथ फेरिक नाइट्रेट बनता है। प्रतिक्रियायें कुछ कुछ निम्न प्रकार हैं —



सान्द्र नाइट्रिक एसिड में लोहा निश्चेष्ट (passive) हो जाता है। यदि लोहे को क्रोमिक एसिड या सान्द्र नाइट्रिक एसिड में डुबायें, तो इसमें कुछ परिवर्तन नहीं होता। अब इसे निकाल लें, तो यह ऐसा निश्चेष्ट हो जाता है कि इसके साथ कुछ प्रतिक्रिया ही नहीं होती, अर्थात् अब यह ताम्र सल्फेट के विलयन में से ताँबा मुक्त नहीं करता। बहुत संभव है कि यह निश्चेष्टता इसके ऊपर एक अदृष्ट तह फेरस-फेरिक ऑक्साइड, Fe_3O_4 के जम जाने के कारण हो।

लोहे की निश्चेष्टता क्रोमिक एसिड या हाइड्रोजन परीक्साइड में डुबाने पर भी उत्पन्न की जा सकती है। इसी प्रकार यदि किसी विद्युत्-विच्छेदन में लोहे को धनद्वार (ऐनोड) बनाया जाय, तब भी यह निश्चेष्ट हो जाता है।

यदि हम हलके सल्फ्यूरिक एसिड विलयन के भीतर किसी निश्चेष्ट लोहे को सचेष्ट लोहे से छुआ दें तो निश्चेष्ट लोहे की निश्चेष्टता दूर हो जायगी। निश्चेष्ट लोहे को हाइड्रोजन के प्रवाह में भी गरम करने पर सचेष्टता वापस आ जाती है। इन प्रयोगों से स्पष्ट है कि निश्चेष्टता किसी ऑक्साइड की पतली तह बन जाने के कारण है।

लोहे के किट्टा या जंग (Iron rust)—यह सब जानते हैं कि बरसात के दिनों में जब हवा में नमी रहती है, लोहे की चीज़ में जंग आगामी से लग जाता है। गरमी की शुष्क ऋतु में जंग देर में लगता है। यह जंग Fe_2O_3 से लेकर $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ अथवा $\text{Fe}(\text{OH})_3$ के संगठन के बीच का है। बहुधा इसका संगठन $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ होता है।

यह स्पष्ट है कि हवा के अभाव में केवल पानी से लोहे में जंग नहीं लगता। यदि पानी उबाल डाला जाय, जिससे इसकी शुली हवा निकल जाय, और फिर इसमें लोहे की कीलें डाली जायँ और उबले पानी की तह पर मोम या वैसलीन की तह जमा दी जाय (जिससे हवा पानी में न जा सके)

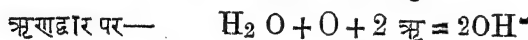
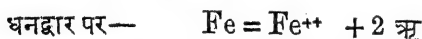
तो एक वर्ष में भी इन कीलों पर जङ्गल न लगेगा। इसी प्रकार सर्वथा शुष्क वायु में, जिसमें पानी की थोड़ी सी भी भाप न हो, लोहे पर जङ्गल नहीं लगता है।

यह भी देखा गया है कि अति-शुद्ध लोहे में जंग नहीं लगता। जङ्गल के लिये आवश्यक है कि इसमें कुछ अशुद्धियाँ हों। यह भी ठीक है कि कार्बन द्विआक्साइड की विद्यमानता में जङ्गल लगने की प्रतिक्रिया वेग से होने लगती है।

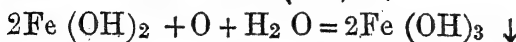
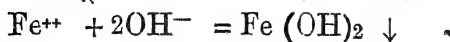
यदि किसी धातु के टुकड़े का एक भाग दूसरे भाग की अपेक्षा अधिक विद्युत्-धनात्मक होगा, तो धातु का टुकड़ा शीघ्र घुलने लगेगा (उसी प्रकार जैसे शुद्ध जस्ते का टुकड़ा ताँबे के संपर्क में आने पर ऐसिड में अति वेग से घुलने लगता है)। साधारण लोहे और इस्पात में बहुत सी अशुद्धियाँ होती हैं। इनके कारण ही लोहे की चीज़ों में जङ्गल लगने के अनेक केन्द्रों का आविर्भाव होता है। यदि लोहे में अशुद्धि न हो, पर कहीं खुरच दो तो भी जंग लगना आरंभ हो जायगा।

यदि एक ही लोहे के टुकड़े का एक भाग दूसरे की अपेक्षा अधिक विद्युत्-धनात्मक या ऋणात्मक हो, तो अधिक धनात्मक वाला भाग ऐनोड (धनद्वार) का काम करेगा, और दूसरा अधिक ऋणात्मक भाग कैथोड (ऋणद्वार) का काम करेगा। धनद्वार पर से ऋणाणु (ऐलेक्ट्रोन) निकलेंगे, और यहाँ का लोहा फेरस आयन (Fe^{++}) बन कर विलयन में चला जायगा।

ये ऋणाणु कैथोड (ऋणद्वार) की ओर आवेंगे। यहाँ ये ऑक्सीजन और पानी के योग से OH^- आयन बनवेंगे—



ऋणद्वार पर लोहे में कोई क्षति नहीं होती। इन प्रतिक्रियाओं के द्वारा उत्पन्न फेरस आयन और हाइड्रॉक्सिल आयन परस्पर प्रतिक्रिया करके पहले तो फेरस हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप देंगी, पर यह अवक्षेप वायु के ऑक्सीजन से फेरिक हाइड्रॉक्साइड में अपचित हो जायगा—



सही फेरिक ऑक्साइड धातु पर जमा हो जाता है जिसे हम किट्ट या जङ्गल कहते हैं।

इवान्स (Evans) के अनुसार विभिन्न-वायुता भी जड़ लगने का कारण हो सकती है। यदि किसी सेल के एक भाग में ऐसा पानी रखें जिसमें काफी हवा घुली हो, और दूसरे भाग में ऐसा पानी जिसमें बिलकुल हवा न हो, और दोनों भागों में एक ही प्रकार के लोहे की छड़ डुबोयें, तो इन दोनों लोहों को तार से जोड़ देने पर मालूम होगा कि बिजली की धारा प्रवाहित होने लगी है। अर्थात् एक लोहा दूसरे की अपेक्षा अधिक धनात्मक हो गया है। हवा वाले पानी में जो लोहा था वह कैथोड (ऋणद्वार) बन गया है, और बिना हवा वाले पानी का लोहा ऐनोड (धनद्वार) है। अतः क्षति बिना हवा वाले भाग पर आरंभ होती है (यहाँ का लोहा फेरस आयन बन कर विलयन में जाता है)। यह फेरस आयन पूर्व समीकरण के अनुसार हवा के ऑक्सीजन से योग से होने पर फेरिक ऑक्साइड का अवक्षेप देगी।

लोहे के ऑक्साइड

लोहे के तीन ऑक्साइड प्रसिद्ध हैं।

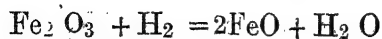
(१) फेरस ऑक्साइड, FeO —इसमें लोहे की संयोज्यता दो है। इसके लवण फेरस (ferrous) कहलाते हैं—फेरस सल्फेट, FeSO_4 आदि।

(२) फेरिक ऑक्साइड, Fe_2O_3 —इसमें लोहे की संयोज्यता तीन है। इसके लवण फेरिक (ferric) कहलाते हैं—फेरिक क्लोराइड, FeCl_3 , आदि। ये अति सान्द्र क्षारीय विलयनों के साथ अस्थायी फेराइट (ferrite) जैसे $\text{Na}_2\text{Fe}_2\text{O}_4$, भी देते हैं। अर्थात् इस ऑक्साइड में क्षीण अम्ल-गुण भी हैं।

(३) फेरोसो-फेरिक ऑक्साइड, Fe_3O_4 —इसमें लोहे के एक परमाणु की संयोज्यता दो है, और दो परमाणुओं की तीन है। इसे फेरस फेराइट $\text{Fe}^{2+}(\text{Fe}^{3+}\text{O}_2)_2$ भी माना जा सकता है।

इन तीन ऑक्साइडों के अतिरिक्त एक चौथे ऑक्साइड की भी कल्पना की जा सकती है। यह त्रिऑक्साइड, FeO_3 , है, जो स्वयं तो नहीं पाया जाता पर इससे बने अस्थायी फेरैट मिलते हैं जैसे K_2FeO_4 ।

फेरस ऑक्साइड, FeO —यह ऑक्साइड कठिनाई से बनाया जाता है। फेरिक ऑक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में 300° पर गरम करने पर यह बनता है—



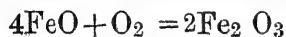
यह फेरस ऑक्जलेट को गरम करके भी बनाया जा सकता है (फेरस सलफेट के विलयन में अमोनियम ऑक्जलेट मिलाने पर फेरस ऑक्जलेट बनता है)—



फेरस ऑक्जलेट को उबलते हुये कॉस्टिक पोटाश के विलयन में डालने पर यह अवक्षिप्त होता है—

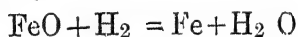


यह काला चूर्ण है, जो हवा के अभाव में 1820° पर पिघलता है। हवा में गरम करने पर यह जल उठता है—

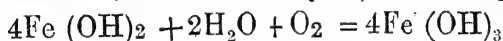


फेरस ऑक्साइड और लोहे के चूरे का मिश्रण फुलझड़ियाँ बनाने के काम आता है।

फेरस ऑक्साइड को हाइड्रोजन में $700^\circ - 800^\circ$ पर गरम करें तो लोहा मिलता है—

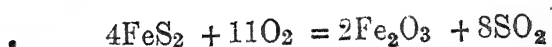


फेरस हाइड्रॉक्साइड, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ —फेरस लवणों के ठंडे विलयन में चारों का विलयन मिलाने पर फेरस हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आता है। यदि हवा के नितान्त अभाव में अवक्षेपण किया जाय, तो अवक्षेप का रंग सफेद होगा। हवा की उपस्थिति में इसका रंग आरंभ में हरा, $\text{Fe}_3(\text{OH})_8$, और अन्त में फेरिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, बनने पर भूरा हो जाता है—

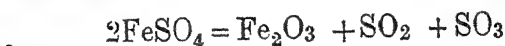


इसे शुष्क रूप में बनाना कठिन है। अन्य फेरस यौगिकों के समान यह अच्छा अपचायक पदार्थ है।

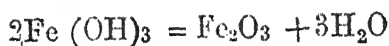
फेरिक ऑक्साइड, Fe_2O_3 —प्रकृति में जो हेमेटाइट, Fe_2O_3 , पाया जाता है वह फेरिक ऑक्साइड है। लिमोनाइट, $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, भी जल युक्त फेरिक ऑक्साइड है। लोह मार्शक, FeS_2 , को गरम करने पर भी फेरिक ऑक्साइड बनता है—



फेरस सल्फेट को तपाने पर भी फेरिक ऑक्साइड, बच रहता है—

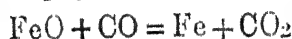
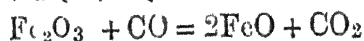


प्रयोगशाला में फेरिक लवणों को क्षार के साथ प्रतिकृत करके फेरिक ऑक्साइड मिलता है—



इसका लाल चूर्ण आभूषणों और रत्नों को माँज कर साफ करने के काम में आता है। इसे रूज़ (rouge) कहते हैं।

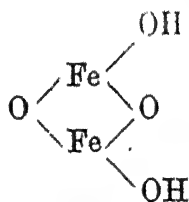
फेरिक ऑक्साइड लाल से लेकर काले तक अनेक रंगों का बनता है। इसका रंग बनाने और तपाने की विधि पर निर्भर है। यह बड़ा स्थायी पदार्थ है, हवा-पानी का इस पर असर नहीं होता। हाइड्रोजन अथवा कार्बन एक्साइड के प्रवाह में गरम करने पर यह पहले तो फेरस ऑक्साइड, और अन्त में लोहा देता है—



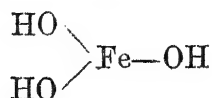
कम तापक्रम तक तपाया गया फेरिक ऑक्साइड तो अम्लों में विलेय है, पर यदि 650° के ऊपर दहका लिया जाय, तो फिर यह अम्लों में नहीं घुलता (सान्द्र नाइट्रिक एसिड में बिलकुल नहीं, सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में धीरे धीरे)।

फेरिक ऑक्साइड का उपयोग पेंटों में किया जाता है।

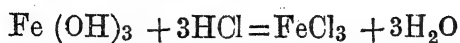
फेरिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ —प्रकृति में यह कई हाइड्रेटों के रूप में पाया जाता है। लोहे के किट्ट में या गोथाइट, (goethite) में यह $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.



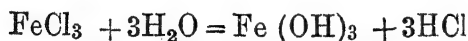
के रूप में मिलता है। अमोनिया और फेरिक लवणों के विलयनों के योग पर जो लुआबदार अवक्षेप आता है, वह मुख्यतः $\text{Fe}(\text{OH})_3$ है—



यह अम्लों में आसानी से घुलता है—



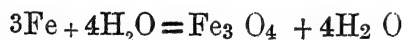
उबलते पानी में थोड़ा सा सान्द्र फेरिक क्लोराइड विलयन डालने पर श्लैष या कोलायडीय फेरिक हाइड्रॉक्साइड, विलयन मिलता है। इस पर घनात्मक आवेश है—



इसे अपोहन (dialysis) द्वारा शुद्ध किया जा सकता है।

फेरिक हाइड्रॉक्साइड के ताज़े अवक्षेप को ऐसीटिक एसिड में घोल कर अपोहन (dialysis) करने पर भी फेरिक हाइड्रॉक्साइड का कोलायडीय विलय (sol) मिल सकता है। ग्लिसरीन, शर्करा आदि से यह विलय और अधिक स्थायी बनाया जा सकता है।

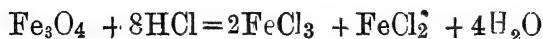
फेरोसोफेरिक ऑक्साइड, Fe_3O_4 —यदि लोहे को ऑक्सीजन में जलावें अथवा यदि लोहे को पानी की भाप के प्रवाह में तपावें, तो यह बनता है—



इसे लोहे का चुम्बकीय ऑक्साइड, भी कहते हैं। प्रकृति में यह मैग्नेटाइट के रूप में मिलता है, अर्थात् जिन प्राकृतिक पत्थरों में चुम्बकीय गुण होते हैं, वह फेरोस फेरिक ऑक्साइड हैं। ये पत्थर लोहे के चूरे को अपनी ओर खींच सकते हैं, और इनके लम्बे टुकड़े लटकाने पर उत्तर दक्षिण दिशा में ठहरते हैं।

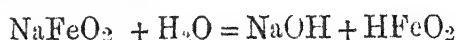
प्रयोगशाला में जितना ऊँचा तापक्रम संभव है, उतने तक हवा में गरम करने पर इस ऑक्साइड में कोई परिवर्तन नहीं होता। 1300° के ऊपर यह फेरिक ऑक्साइड में परिणत हो जाता है।

हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से फेरोसो-फेरिक ऑक्साइड फेरस क्लोराइड और फेरिक क्लोराइड देता है—

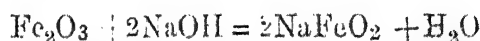


नाइट्रिक एसिड की इसके साथ प्रतिक्रिया नहीं होती।

फेरस ऐसिड, HFeO_2 या $\text{FeO}(\text{OH})$ —यह सोडियम फेराइट और पानी के योग से बनता है।



फेरिक ऑक्साइड और कार्बिक सोडा के मिश्रण से सोडियम फेराइट, NaFeO_2 , बनता है—

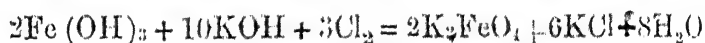


फेरेट (Ferrate) और फेरिक ऐसिड (Ferric acid), H_2FeO_4 —यदि १ भाग लोहे का चूरा और २ भाग शोरा मिला कर गलाया जाय, और फिर गले पदार्थ को टंडा करके पानी में घोलें तो बैजनी रंग का विलयन मिलता है। (स्टाल, Stahl १७०२)। सन् १८४१ में फ्रेमी (Fremy) ने यह दिखाया कि यह विलयन फेरिक ऐसिड का पोटैसियम लवण है।

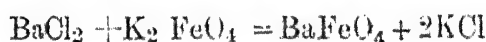
यदि कार्बिक पोटाश के विद्युत् विच्छेदन से ढलवाँ लोहे का ऐनोड (धनद्वार) लिया जाय, तो भी ऐसा ही बैजनी विलयन मिलता है।



कार्बिक पोटाश के विलयन में फेरिक हाइड्रॉक्साइड आस्रित किया जाय और फिर क्लोरिन गैस प्रवाहित करें, तो भी पोटैसियम फेरेट बनेगा—



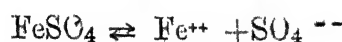
पोटैसियम फेरेट के लाल विलयन में बेरियम क्लोराइड छोड़ने पर बेरियम फेरेट, $\text{BaFeO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, का लाल अवक्षेप आता है, जो काफी स्थायी है—



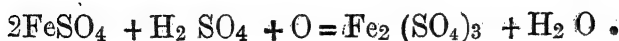
फेरस लवण

[Ferrous Salts]

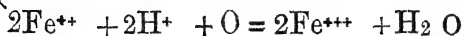
फेरस ऑक्साइड अभ्रों के योग से फेरस लवण देता है। यह लवण निर्जल अवस्था में सफेद और सजल होने पर हलके हरे होते हैं। इनमें एक विचित्र कषाय स्वाद होता है। यह थोड़ी सी मात्रा में विपैले नहीं है। सभी फेरस लवण अच्छे अपचायक होते हैं।



अभ्र विलयनों में इनका उपचयन निम्न प्रकार होता है —

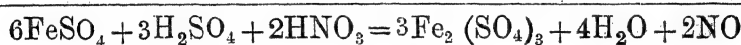
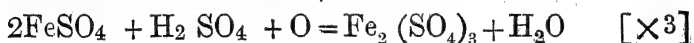
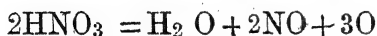


अर्थात्

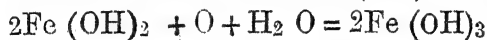
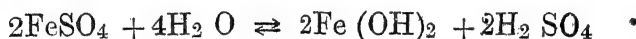


यदि अम्ल न विद्यमान हो, तो भार्स्म लवण बनते हैं।

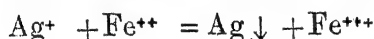
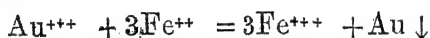
फेरस लवणों का उपचयन वायु के ऑक्सीजन, नाइट्रिक एसिड, हाइड्रोजन परॉक्साइड, हैलोजन, परमैंगनेट, द्विक्रोमेट आदि के साथ होता है—



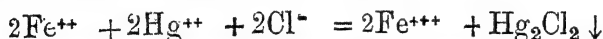
फेरस लवणों का पानी में विलयन धीरे धीरे उद्विग्न होकर पड़ले तो फेरस हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप देता है, जो शीघ्र ही उपचित होकर भूरा पड़ जाता है। यदि विलयन में हलका सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ दिया जाय तो यह स्थायी रहेगा—



फेरस लवण स्वर्ण लवणों और रजत लवणों को अपचित करके सोना और चांदी देते हैं—

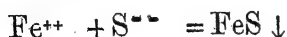


मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन फेरस विलयन की उपस्थिति में प्रकाश की विद्यमानता में मरक्यूरस क्लोराइड हो जाता है—



फेरस लवण नाइट्रिक ऑक्साइड के साथ काले या भूरे रंग के यौगिक (जैसे $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$, $\text{FeCl}_2 \cdot \text{NO}$ आदि) बनाते हैं। यह भूरा रंग संभवतः $[\text{Fe} \cdot \text{NO}]^{++}$ आयन के कारण होता है।

फेरस लवण हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ फेरस सल्फाइड का काला अवक्षेप देते हैं —



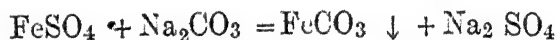
पर, यह अवक्षेप हलके अम्लों में भी विलेय है। यह अवक्षेपण क्षारीय.

विलयनों में ही पूर्णतः होता है। फेरस सल्फाइड की विलेयता 4.6×10^{-4} ग्राम प्रति लीटर (१७° पर) है।

फेरस लवण पोटैशियम फेरिसायनाइड के साथ टर्नबुल-नील (Turnbull's blue) रंग देते हैं—

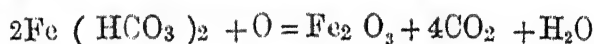


फेरस कार्बोनेट, FeCO_3 —प्रकृति में यह मैथिक लोह अयस्क के रूप में पाया जाता है। यदि वायु से रहित फेरस सल्फेट विलयन में वायु से रहित सोडियम कार्बोनेट का विलयन मिलाया जाय तो यह श्वेत अवक्षेप के रूप में आता है—



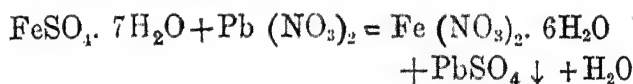
हवा के प्रवाह से यह अवक्षेप धीरे धीरे हरा और अन्त में भूरा पड़ जाता है।

कार्बन डाइऑक्साइड के प्रवाह में यह अवक्षेप घुल कर विलेय अस्थायी फेरस बाइकार्बोनेट, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, देता है। यह भी हवा में उपचित होकर लाल अवक्षेप फेरिक हाइड्रॉक्साइड का देता है—



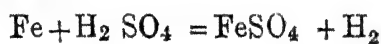
घनस्पतियों का लोहा अधिकतर विलेय बाइकार्बोनेट के रूप में ही प्राप्त होता है।

फेरस नाइट्रेट, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —फेरस सल्फेट और लेड नाइट्रेट की मुख्य मात्राओं को हलके एलकोहल की उपस्थिति में साथ साथ पीसने पर फेरस नाइट्रेट बनता है—

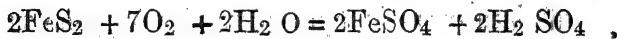


प्रतिक्रिया में बना लेड सल्फेट पानी में अविलेय है, इसे छान कर अलग किया जा सकता है। फेरस नाइट्रेट के विलयन को नीचे तापक्रम पर उड़ाने पर इसके दूरे मणिम प्राप्त होते हैं। ये पानी में बहुत विलेय हैं। ये अस्थायी भी हैं और शीघ्र विभक्त होकर भास्मिक फेरिक नाइट्रेट देते हैं।

फेरस सल्फेट (Green vitriol), $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —यह सब से प्रसिद्ध फेरस लवण है। लोहे को हलके सल्फ्यूरिक एसिड में घोलने पर यह बनता है—

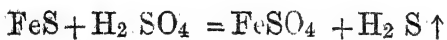


अकृति में लोहमाक्षिक, FeS_2 , के पानी और हवा की उपस्थिति में उपचयन से मेलैटराइट (melanterite) या “कौपरस” (copperas) बनता है।



व्यापारिक मात्रा में भी लोह माक्षिक के ढेर को तर रख कर हवा में खुला रख छोड़ते हैं। इस प्रकार फेरस सल्फेट के साथ साथ सल्फ्यूरिक एसिड भी बनता है। इसमें लोहे का छीजन डालते हैं जिससे एसिड फेरस सल्फेट में परिणत हो जाता है। जो गाढ़ा विलयन मिलता है, उसे उबाल कर छान लेते हैं, और इसका मणिभीकरण किया जाता है।

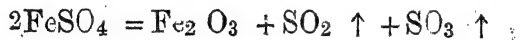
हाइड्रोजन सल्फाइड बनाने के क्रिप-उपकरण में भी फेरस सल्फेट बनता है—



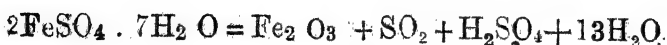
यदि शुद्ध फेरस सल्फेट बनाना हो शुद्ध लोहे को हलके सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करना चाहिए। जितना घुल सके उतना लोहा एसिड में घोलना चाहिये। फिर विलयन को उबाल, और छान कर मणिभ बनने के लिये रख छोड़ना चाहिए। जो मणिभ बनें उन्हें छाना कागज के बीच में दबा कर सुखाना चाहिए। सुखाने का तापक्रम 30° से ऊँचा न हो।

यदि फेरस सल्फेट के संतृप्त विलयन को एलकोहल से अवक्षिप्त करें, तो फेरिक सल्फेट से मुक्त शुद्ध फेरस सल्फेट मिलेगा।

शुद्ध निर्जल फेरस सल्फेट सफेद होता है, पर इसके साधारण मणिभ जिनमें मणिभीकरण के पानी के ७ अणु होते हैं, हरे रंग के होते हैं। ये मणिभ गरम किये जाने पर पहले तो पानी निकालते हैं, और फिर फेरिक सल्फेट बनता है, और अन्त में फेरिक ऑक्साइड रह जाता है।



यह गन्धक त्रिऑक्साइड मणिभों के पानी के साथ मिल कर सल्फ्यूरिक एसिड देता है। पहले सल्फ्यूरिक एसिड इसी विधि से तैयार किया जाता था, और इसी लिए इसे “कसीस का तेल” (ऑयल ऑव् विट्रियल) कहते थे—



फेरस सल्फेट, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ के मणिभ एकानतात्वा जाति के हैं; ये मैगनीशियम सल्फेट, (एप्सम लवण) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$,

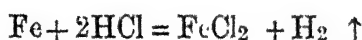
और सफेद कसीस, (यशद सल्फेट) $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ के समान्ति हैं ।

यदि फेरस सल्फेट के संतृप्त विलयन में सफेद कसीस का एक मणिभ छोड़ दिया जाय, तो सप्त हाइड्रेट, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के मणिभ मिलेंगे । पर इसी संतृप्त विलयन में तृतिया, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, का मणिभ छोड़ा जाय, तो त्रयानतात् (triclinic) जाति के मणिभ पंचहाइड्रेट, $\text{FeSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, प्राप्त होंगे । फेरस सल्फेट के विलयन में एलकोहल छोड़ने पर एक-हाइड्रेट मणिभ, $\text{FeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, मिलते हैं । इनके अतिरिक्त ६, ३, २ जलाणु वाले मणिभ भी मिलते हैं ।

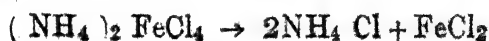
फेरस सल्फेट चार तत्वों के सल्फेटों के साथ, और अमोनियम सल्फेट के साथ $\text{R}_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ रूप के द्विगुण लवण (double salt) देता है । इनमें से फेरस अमोनियम सल्फेट, $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, जिसे मोर लवण (Mohr's salt) भी कहते हैं बहुत प्रसिद्ध है । यह फेरस सल्फेट की अपेक्षा अधिक निश्चित संगठन का होता है, और हवा में स्थायी भी है । फेरस सल्फेट और अमोनियम सल्फेट की तुल्य मात्राएँ अलग अलग गरम पानी में घोलते हैं । इन्हें छान कर परस्पर मिला देते हैं । अब विलयन के ठंडे होने पर दोनों के संयुक्त मणिभ पृथक् होते हैं । ये एकानतात् (monoclinic) मणिभ नील-हरे रंग के होते हैं । विलयन को यदि एलकोहल से अवक्षिप्त किया जाय तो लगभग श्वेत रंग के चूर्ण रूप में यह द्विगुण लवण प्राप्त होता है ।

फेरस अमोनियम सल्फेट 150° पर १०० ग्राम पानी में २० ग्राम विलेय है । परमैंगनेट या दिक्रोमेट विलयनों के अनुमापन में इसके विलयन का उपयोग किया जाता है ।

फेरस क्लोराइड, FeCl_2 — यदि लोहे को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोला जाय, और विलयन का मणिभीकरण करें तो नील-हरित रंग के फेरस क्लोराइड के मणिभ, $\text{FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, प्राप्त होते हैं—

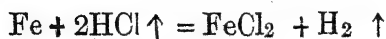


अमोनियम चतुः क्लोरोफेराइट को हवा के अभाव में तपाने पर भी यह बनता है—

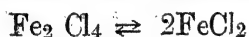


[यह चतुः क्लोरोफेराइट अमोनियम क्लोराइड और फेरस क्लोराइड के मिश्रण के मणिभीकरण से (हवा के अभाव में) मिलता है ।]

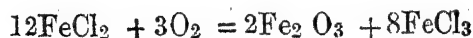
लोहे को हाइड्रोजन क्लोराइड के प्रवाह में तपाने पर भी फेरस क्लोराइड सफेद रंग का बनता है—



यह निर्जल क्लोराइड रक्त-ताप पर वाष्पशील है। वाष्प घनत्व के आधार पर इस के भीतर निम्न साम्य का अनुमान होता है—



फेरस क्लोराइड को हवा में तपाया जाय, तो इसका कुछ अंश फेरिक क्लोराइड बन कर उड़ जाता है, और कुछ फेरिक ऑक्साइड के रूप में बच रहता है—



पानी की भाप के प्रवाह में गरम करने पर हाइड्रोजन और हाइड्रोक्लोरिक एसिड बनते हैं—



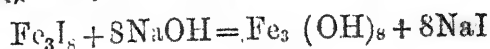
फेरस क्लोराइड १५° पर १०० ग्राम निर्जल पानी में ६७ ग्राम विलेय है। यह अनेक संकीर्ण यौगिक भी बनाता है, जैसे अमोनिया के साथ $\text{FeCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, और $\text{FeCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$, और नाइट्रिक ऑक्साइड के साथ $\text{FeCl}_2 \cdot \text{NO}$ (अस्थायी है)। नाइट्रोजन परीक्साइड के साथ $4\text{FeCl}_2 \cdot \text{NO}_2$ देता है जो स्थायी है। इसके द्विगुण लवण, फेरस अमोनियम क्लोराइड, $\text{FeCl}_2 \cdot 2\text{NH}_4 \text{Cl}$, का जिसे अमोनियम चतुः क्लोरोफेराइट $(\text{NH}_4)_2 \text{FeCl}_4$, भी कहते हैं, पीछे उल्लेख किया जा चुका है।

लोहे के चुम्बकीय ऑक्साइड, $\text{Fe}_3 \text{O}_4$, को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल कर विलयन को सलफ्यूरिक एसिड पर सुखाने पर पीले जल-ग्राही मणिम फेरोसो फेरिक क्लोराइड, $\text{Fe}_3 \text{Cl}_8$, के मिलते हैं।

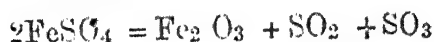
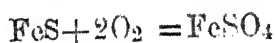
फेरस ब्रोमाइड, FeBr_2 —यह लोहे और ब्रोमीन के योग से बनता है। इसका हाइड्रेट, $\text{FeBr}_2 \cdot 6\text{H}_2 \text{O}$, भी बनता है।

फेरस आयोडाइड, FeI_2 —यह भी लोहे और आयोडीन के योग से बनता है। लोहे के चूरे में पानी की उपस्थिति में आयोडीन मिलाने पर इसका हाइड्रेट, $\text{FeI}_2 \cdot 6\text{H}_2 \text{O}$, भी बनता है।

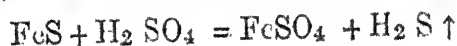
यदि आयोडीन आधिक्य में हो तो फेर्रोसो फेरिक आयोडाइड, $\text{FeI}_2 \cdot 2\text{FeI}_3$ या Fe_3I_8 , भी बनता है, जो कास्टिक सोडा के योग से फेर्रोसो-फेरिक हाइड्रॉक्साइड का काला अवक्षेप देता है—



फेरस सल्फाइड, FeS —लोहे को गन्धक के साथ गरम करके, अथवा फेरस लवण के अमोनियम विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर यह बनता है। यह काला लवण अविलेय पदार्थ है। हवा में गरम करने पर यह पहले फेरस सल्फेट और अन्त में फेरिक ऑक्साइड देता है—

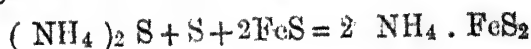


यह ऐसिडों के योग से हाइड्रोजन सल्फाइड गैस देता है—



शुद्धावस्था में फेरस सल्फाइड पीला, मणिभीय, धातु की सी आभा वाला पदार्थ है जो 1170° पर पिघलता है।

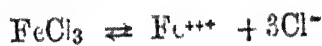
पीले अमोनियम सल्फाइड के आधिक्य में फेरस सल्फाइड का अवक्षेप थोड़ा सा घुल जाता है। प्रतिक्रिया में अमोनियम फेरिसल्फाइड बनता है—



फेरिक लवण

[Ferric Salts]

फेरिक लवणों में लोहे की संयोज्यता ३ है। ये लवण पानी में घुल कर निम्न प्रकार आयनित होते हैं—



ये फेरिक लवण अधिकतर पीले, और कभी कभी नारंग या सफेद भी होते हैं। विलयन में ये पीले रंग के होते हैं। ये लवण फेरस लवणों की अपेक्षा और सरलता से उदविच्छेदित हो जाते हैं। इसका कारण यह है कि फेरस हाइड्रॉक्साइड की अपेक्षा फेरिक हाइड्रॉक्साइड अधिक निर्बल भस्म है।

फेरिक लवण अच्छे उपचायक हैं। ये नवजात हाइड्रोजन, गन्धक, हाइड्राक्साइड, जस्ता और अन्य विद्युत् धनात्मक धातुओं द्वारा एवं थो-

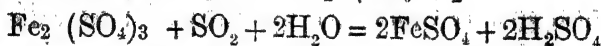
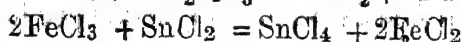
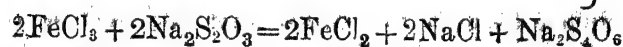
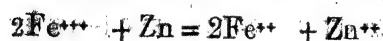
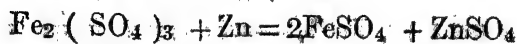
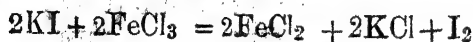
अष्टम समूह के तत्त्व—(१) लोहा

१०५३

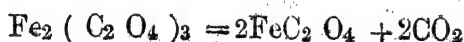
सल्फेट, स्टेनस क्लोराइड, आयोडाइड आदि के साथ शीघ्र अपचित हो जाते हैं—



कुछ प्रतिक्रियायें नीचे दी जाती हैं—

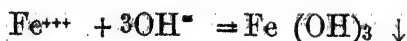


कार्बनिक अम्लों के फेरिक लवण प्रकाश की विद्यमानता में अपचित हो जाते हैं, जैसे फेरिक ऑक्जलेट—

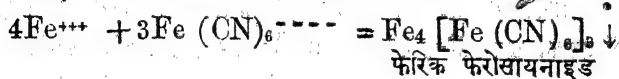


नीली छपाई में यह प्रतिक्रिया काम आती है। कागज के ऊपर पहले फेरिक ऑक्जलेट लगाते हैं। इसे नेगेटिव के नीचे धूप दिखाते हैं। जहाँ जहाँ रोशनी पड़ती है वहाँ वहाँ ऑक्जलेट बन जाता है। अब यदि कामुज को पोटैसियम फेरिसाइननाइड के विलयन से भिगोया जाय, तो जहाँ जहाँ फेरस लवण बन गया है, वहीं नीला टर्नबुल नील (Turnbull's blue) अवक्षिप्त हो जाता है। शेष स्थल सफेद बना रहता है।

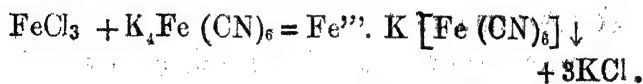
फेरिक लवण अमोनिया के योग से फेरिक हाइड्रॉक्साइड का भूरा अवक्षेप देते हैं—



सभी फेरिक लवण पोटैसियम फेरोसायनाइड के विलयन के योग से नीला प्रशान ब्ल्यू (Prussian Blue) का रंग देते हैं—

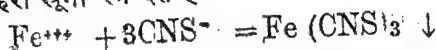


अथवा

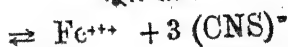


फेरिक पोटैसियम फेरोसायनाइड

सभी फेरिक लवणों के विलयन पोटैसियम थायोसायनेट, KCNS , के साथ गहरा खूनी रंग देते हैं—



खूनी लाल



पीला

नीरंग

फेरिक क्लोराइड, FeCl_3 — फेरिक लवणों में यह सबसे अधिक प्रसिद्ध है। तप्त लोहे पर क्लोरीन गैस प्रवाहित करके निर्जल फेरिक क्लोराइड बनता है। लोहे के तारों का एक बंडल चौड़ी नली में रख कर गरम करो और एक सिरे से निर्जल क्लोरीन गैस (जो सलफ्यूरिक एसिड की सहायता से शुष्क कर ली गयी हो) धीरे धीरे प्रवाहित करो। लोहे के तप्त तार इस गैस में जलेंगे। वाष्पशील फेरिक क्लोराइड की वाष्पें नली के दूसरे सिरे से निकलेंगी जिन्हें ढंढा करके संग्रहित किया जा सकता है। इस फेरिक क्लोराइड की पपड़ियों का रंग लाल-भूरा होता है।

फेरिक क्लोराइड की वाष्पों का 844° पर घनत्व Fe_2Cl_6 सूत्र की पुष्टि करता है। और ऊँचे तापक्रमों पर घनत्व कम हो जाता है। 350° पर यह घनत्व FeCl_3 अणु की पुष्टि करता है। अतः इसके सूत्र में निम्न साम्य है—

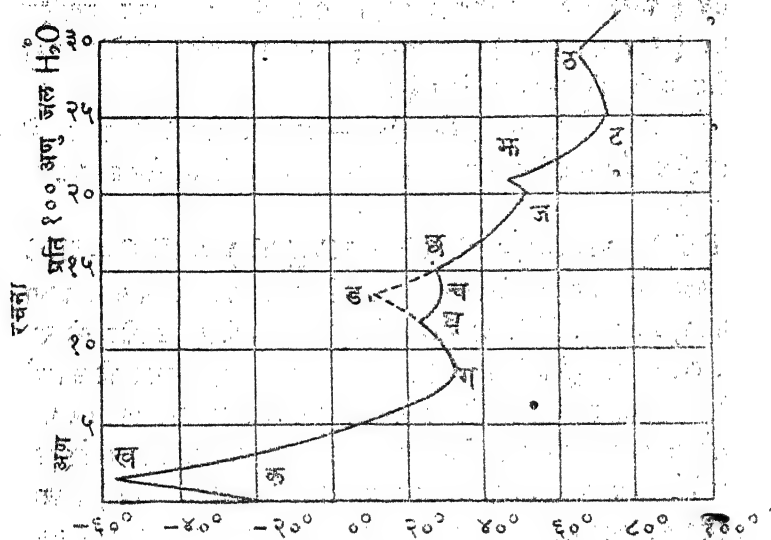


और अधिक गरम करने पर यह फेरस क्लोराइड और क्लोरीन में विभाजित हो जाता है।

फेरिक क्लोराइड पानी में बहुत घुलता है—१०० ग्राम पानी में 20° पर ६२ ग्राम और 100° पर ५३६ से अधिक ही। भिन्न भिन्न तापक्रमों पर इसकी विलेयता का वक्र खींचा जाय, तो यह कई हाइड्रेटों को सूचित करता है जैसे 36° पर $\text{Fe}_2\text{Cl}_6 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; 32.5° पर $\text{Fe}_2\text{Cl}_6 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; 46° पर $\text{Fe}_2\text{Cl}_6 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ और 63.5° पर $\text{Fe}_2\text{Cl}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ।

फेरिक क्लोराइड ईथर और एलकोहल में भी विलेय है। इन विलयनों में इसका सूत्र Fe_2Cl_6 का समर्थन करता है। यदि इसके एलकोहलीय विलयन को धूप में रखा जाय तो फेरस क्लोराइड FeCl_2 , $2\text{H}_2\text{O}$, के हरे मणिम प्राप्त होंगे।

फेरिक क्लोराइड का विलयन बहते हुए खून को रोक देता है। यह खून का स्कंधन (coagulation) कर देता है।



चित्र—१३५ फेरिक क्लोराइड और पानी का साम्य (विभिन्न हाइड्रेट)
फेरिक क्लोराइड दूसरे क्लोराइडों के साथ द्विगुण लवण भी देता है
जैसे $\text{FeCl}_3 \cdot 2\text{KCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{FeCl}_3 \cdot 2\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{FeCl}_3 \cdot \text{MgCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

अमोनियम क्लोराइड को निर्जल फेरिक क्लोराइड के साथ तपाने पर
अमोनियम चतुःक्लोरोफेरट, NH_4FeCl_4 , बनता है। इसका कथनांक
• निश्चित रूप से 326° है।

फेरिक फ्लोराइड, FeF_3 —यह श्वेत अविलेय पदार्थ है। यह द्विगुण
लवण जैसे Na_3FeF_6 भी देता है। यह लोहे को फ्लोरीन गैस में तपाने
पर बनता है।

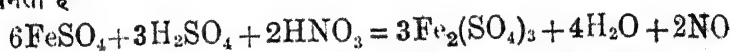
फेरिक ब्रोमाइड, FeBr_3 —यह लोहे को ब्रोमीन गैस में तपाने पर
बनता है।

फेरिक आयोडाइड ज्ञात नहीं है।

फेरिक नाइट्रेट, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ —लोहे को साधारणतः सान्द्र नाइट्रिक
ऐसिड के साथ प्रतिकृत करने पर बनता है। प्रतिक्रिया में विलयन का रंग लो
गहरा भूरा होता है। परन्तु इससे नीरंग मणिम $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
(अथवा $6\text{H}_2\text{O}$) पृथक् होते हैं। १० ग्राम लोहे को १०० ग्राम नाइट्रिक

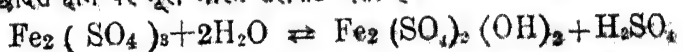
ऐसिड (घनत्व १.३) में धोलना चाहिये और फिर १०० ग्राम नाइट्रिक ऐसिड (१.४ घनत्व का) और डाल कर मशिम जमाने चाहिये। इसका उपयोग कपड़े की रंगाई में होता है।

फेरिक सलफेट, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — फेरस सलफेट के विलयन को सलपयूरिक और नाइट्रिक ऐसिडों के साथ गरम करने पर फेरिक सलफेट बनता है—

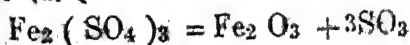


पहले तो नाइट्रिक ऑक्साइड और फेरस सलफेट के योग से काला विलयन, $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$, का मिलता है। २५ ग्राम फेरस सलफेट को २५ c.c. हल्के सलपयूरिक ऐसिड (१५ प्रतिशत) में धोलो, विलयन को उबालो और फिर सान्द्र नाइट्रिक ऐसिड एक एक c.c. करके तब तक धीरे धीरे डालते जाओ जब तक सब फेरस लवण फेरिक न बन जाय (अर्थात् जब तक पोटेसियम फेरिसायनाइड के साथ नीला रंग आता जाय)। अब विलयन को सुखा कर आधा कर लो। इस अवस्था में यह विलयन ठंढा होने पर सफेद ठोस पदार्थ के रूप में जम जायगा।

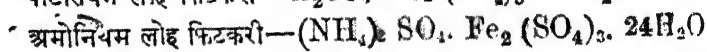
निर्जल फेरिक सलफेट और इसके हाइड्रेट, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, दोनों ही सफेद पदार्थ हैं। कुछ कुछ पीलापन भी इनमें रहता है। ये पानी में धीरे धीरे करके घुलते हैं, पर घुल बहुत जाते हैं। इसका विलयन उद-विच्छेदित होने पर भूरा भास्म सलफेट देता है।



फेरिक सलफेट गरम किये जाने पर फेरिक ऑक्साइड और गन्धक-त्रिऑक्साइड देता है—



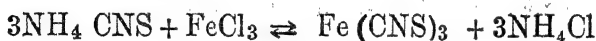
पोटेसियम सलफेट और अमोनियम सलफेट के साथ फेरिक सलफेट लोह फिटकरियाँ बनाता है।



अमोनियम लोह फिटकरी जिसे फेरिक-फिटकरी भी कहते हैं शुद्ध अवस्था में कुछ बैजनी रंग की होती है पर साधारणतः फेरिक ऑक्साइड के कारण कुछ पीली भी दिखायी देती है। यह पानी में अच्छी तरह विलेय है और शीघ्र उदविच्छेदित नहीं होती।

पोटैसियम फेरिक फिटकरी भी हल्के बैजनी रंग की होती है। यह इतना शीघ्र मणिभ नहीं देती जितना कि अमोनियम फिटकरी। इसके मणिभ अष्ट-फलक्रीय होते हैं। क्योंकि ये मणिभ शुद्धावस्था में प्राप्त हो सकते हैं, पोटैसियम फिटकरी का उपयोग चाँदी के लवणों के अनुमापन में सूचक के रूप में किया जाता है।

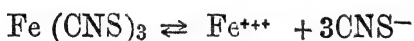
फेरिक थायोसायनेट, $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ —किसी भी फेरिक लवण के विलयन में पोटैसियम या अमोनियम थायोसायनेट का विलयन डालने पर फेरिक थायोसायनेट बनता है—



यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है, अर्थात् यदि लाल विलयन में अमोनियम क्लोराइड का चूर्ण बहुत सा डाल दिया जाय, तो विलयन का लाल रंग फिर फेरिक क्लोराइड बनने के कारण पीला पड़ जायगा।

फेरिक थायोसायनेट के खूनी लाल विलयन में यदि ईथर डाला जाय तो लाल रंग ईथर में घुल जायगा, और पानी का रंग-नीरंग पड़ जायगा। फेरिक थायोसायनेट के लाल मणिभ वनाकृति के होते हैं।

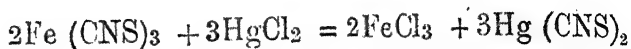
फेरिक आयन (Fe^{+++}) का रंग तो पीला है, और थायोसायनेट आयन (CNS^-) नीरंग है, अतः फेरिक थायोसायनेट का लाल रंग अनायनित फेरिक थायोसायनेट अणु के कारण ही होगा—



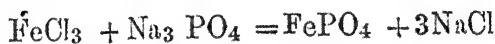
लाल पीला नीरंग

फेरिक थायोसायनेट के विलयन को पानी डाल कर हलका किया जाय तो लाल रंग लुप्त होने लगता है, निर्बल कार्बनिक एसिडों के योग से भी रंग लुप्त हो जाता है। यह सब इसीलिये है कि पानी के योग से हलका करने पर आयनीकरण बढ़ जाता है। अनायनित लाल फेरिक थायोसायनेट कम रह जाता है। एसिड की हाइड्रोजन आयन थायोसायनेट आयन से संयुक्त होकर अनायनित थायोसायनिक एसिड, HCNS , देता है, जिससे फेरिक थायोसायनेट का फिर आयनीकरण साम्य स्थापित रखने के लिये होना पड़ता है।

फेरिक थायोसायनेट के विलयन में मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन छोड़े तो भी लाल रंग उड़ जाता है, क्योंकि प्रतिक्रिया में मरक्यूरिक थायोसायनेट बनता है जो बहुत ही कम आयनीकृत होता है—



फेरिक फॉस्फेट, $\text{FePO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —फेरिक लवण में सोडियम फॉस्फेट का विलयन छोड़ने पर फेरिक फॉस्फेट का श्वेत अवक्षेप आता है जो ऐसीटिक एसिड में विलेय नहीं है—



गुणात्मक विश्लेषण में फॉस्फेट अलग करने में इस प्रतिक्रिया का उपयोग होता है।

फेरिक फॉस्फेट और भी कई रूप के होते हैं।

फेरिक सलफाइड, Fe_2S_3 —लोहे को गन्धक के साथ धीरे-धीरे गरम करने पर या फेरिक थ्रॉम्साइट को हाइड्रोजन सलफाइड के प्रवाह में 100° पर गरम करने पर यह बनता है। यह पीला पदार्थ है जिसमें धातु की सी आभा होती है।

फेरिक लवणों के विलयन में अमोनिया का आधिक्य मिलाने और अमोनियम सलफाइड डालने पर फेरिक सलफाइड का काला अवक्षेप आता है। यदि फेरिक लवण आधिक्य में हो, तो फेरस सलफाइड और गन्धक का मिश्रण ($2\text{FeS} + \text{S}$) प्राप्त होता है।

लोहे को कार्बन ट्रिसलफाइड की वाष्पों में गरम करने पर संभवतः चतुः फेरिक त्रिसलफाइड, Fe_4S_3 , बनता है।

लोह ट्रिसलफाइड, FeS_2 —यह प्रकृति में लोहमाक्षिक (iron-pyrites) और मेरकेसाइट (marcasite) के रूप में पाया जाता है। लोह माक्षिक (घनत्व 5.019) हवा में स्थायी है, पर मेरकेसाइट (घनत्व $4.965-4.975$) नम हवा में उपचित होकर फेरस सलफेट देता है। माक्षिक के ६६ विभिन्न रूप प्रकृति में पाये जाते हैं। मेरकेसाइट के रॉम्बिक मण्डित होते हैं। माक्षिक हलके अम्लों में अविलेय है पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड या अम्लराज में घुल कर गन्धक देता है।

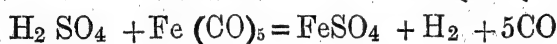
लोह कार्बोनिल (iron carbonyl)—लोहे के कार्बन एक्वासाइट के साथ कई उल्लेखनीय यौगिक बनते हैं जिन्हें कार्बोनिल कहते हैं—

लोह पंच कार्बोनिल	..	$\text{Fe}(\text{CO})_5$
दिलोह नव कार्बोनिल	...	$\text{Fe}_2(\text{CO})_9$
त्रिलोह द्वादश कार्बोनिल	...	$\text{Fe}_3(\text{CO})_{12}$

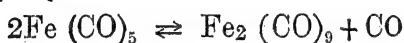
० यदि फेरस ऑक्जेट को नाइट्रोजन में गरम करके लोहे का महीन चूर्ण तैयार किया जाय और फिर इसे 120° तक कार्बन एक्साइड के प्रवाह में गरम करें, तो लोह पंच-कार्बोनिल, $\text{Fe}(\text{CO})_5$, प्राप्त होता है। यह हलके पीले रंग का गाढ़ा द्रव है जिसका क्वथनांक 102.4° और द्रवणांक -20° है।

यदि पंच-कार्बोनिल की वाष्पों को 120° तक एक नली में गरम किया जाय, तो नली की दीवारों पर लोह धातु का दर्पण बन जायगा। पंच कार्बोनिल बैक्जोन में विलेय है। इस द्रव में इसके विलयन का द्रवणांक निकालने पर पंच-कार्बोनिल का सूत्र $\text{Fe}(\text{CO})_5$ स्थिर होता है।

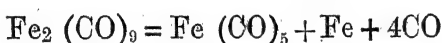
ऐसिडों के योग से पंच कार्बोनिल में निम्न प्रतिक्रिया होती है—



पंच कार्बोनिल प्रकाश में रखे जाने पर द्विलोह नव-कार्बोनिल $\text{Fe}_2(\text{CO})_9$, देता है—



यह प्रतिक्रिया अंधेरे में फिर उलट जाती है, और पंच कार्बोनिल फिर बन जाता है। यह द्विलोह नव-कार्बोनिल नारंगी रंग के मणिम देता है। गरम करने पर यह विभक्त हो जाता है—



द्विलोह नव-कार्बोनिल टोल्वीन में विलेय है। यदि इस विलयन को 150° तक गरम किया जाय, तो रंग चटक हरा हो जाता है। जिसमें से हरे रंग के मणिम प्राप्त होते हैं। ये मणिम लोह चतुः-कार्बोनिल, $\text{Fe}(\text{CO})_4$, के गुणित अणु हैं, अर्थात् $[\text{Fe}(\text{CO})_4]_4$ । बहुधा ये $[\text{Fe}(\text{CO})_4]_3$ अथवा $\text{Fe}_3(\text{CO})_{12}$ होते हैं अर्थात् त्रिलोह द्वादश-कार्बोनिल।

लोहे के संकीर्ण यौगिक

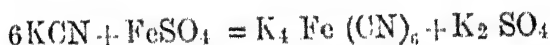
पोटैसियम फेरोसायनाइड, $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ —लोहे के साधारण सायनाइड नहीं पाये जाते। यदि फेरिक क्लोराइड के विलयन में पोटैसियम सायनाइड का विलयन डाला जाय, तो हाइड्रोसायनिक ऐसिड निकलता है, और फेरिक हाइड्रोक्साइड का अवक्षेप आता है—



पर लोहे के संकीर्ण सायनाइड ज्ञात हैं।

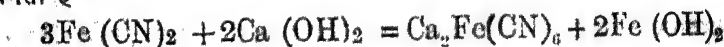
(१) यदि नाइट्रोजन युक्त कार्बनिक पदार्थ, जैसे सीप या चमड़े की कतरन, पोटैसियम कार्बोनेट और लोहे के चूरे के साथ गलाये जाय और गले हुए द्रव्य को पानी में घोला जाय, तो पीला विलयन मिलता है। छान कर यदि इसका मणिभीकरण करें, तो सुन्दर पीले मणिभ मिलेंगे जो पोटैसियम फेरोसायनाइड या पोटैश के पीले प्रशेट (yellow prussiate of potash) के हैं। बर्जीलियस के मतानुसार ये मणिभ $4\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$ के हैं, पर अब यह स्पष्ट हो गया है कि ये मणिभ एक संकीर्ण ऐसिड, फेरोसायनिक ऐसिड, के पोटैसियम लवण, $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, हैं।

(२) यदि पोटैसियम सायनाइड के विलयन में फेरस सलफेट का विलयन इतना छोड़ा जाय, कि थोड़ा सा स्थायी अवक्षेप बचा रहे और विलयन को फिर छान कर सुखावें, तो पोटैसियम फेरोसायनाइड प्राप्ति होगा—

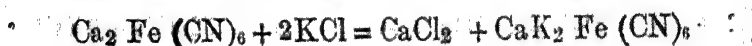


(३) कोल गैस में हाइड्रोसायनिक ऐसिड होता है, और हाइड्रोजन सलफाइड भी। इसे शुद्ध करने के लिये हाइड्रेंट फेरिक ऑक्साइड के ऊपर प्रवाहित करते हैं। दोनों गैसों इसमें शोषित होकर लोह-सलफाइड, FeS और FeS_2 , और प्राशन नील (अथवा फेरोसायनाइड) बनाती हैं। लोहे का यह पदार्थ जो सलफाइड और सायनाइड का मिश्रण होता है, स्पेंटोक्साइड (spentoxide) या “मुक्तौक्साइड” कहलाता है (अर्थात् वह लोह ऑक्साइड जो कोल गैस के शोधन करने में खर्च या भुक्त हो चुका)।

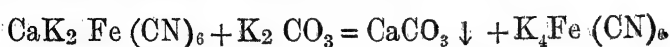
इस “मुक्तौक्साइड” से व्यापारिक मात्रा में पोटैसियम फेरोसायनाइड बनाते हैं। इसमें लोह सायनाइड तो होता ही है। इसे चूने के गरम विलयन से प्रतिकृत करते हैं। ऐसा करने पर कैल्सियम फेरोसायनाइड बनता है—



पोटैसियम क्लोराइड छोड़ने पर कैल्सियम फेरोसायनाइड अविलेय पोटैसियम कैल्सियम फेरोसायनाइड में परिणत हो जाता है—

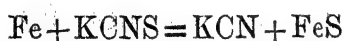


अब इसे छान कर पोटैसियम कार्बोनेट के साथ प्रतिकृत करते हैं। ऐसा करने पर विलेय पोटैसियम फेरोसायनाइड बन जाता है—



छान कर विलयन में से इसका मणिभीकरण कर लेते हैं।

(४) यदि हवा के अभाव में पोटैसियम थायोसायनेट को शुष्क लोहे के साथ तपाया जाय, तो फेरस सल्फाइड और पोटैसियम सायनाइड का मिश्रण बनेगा—

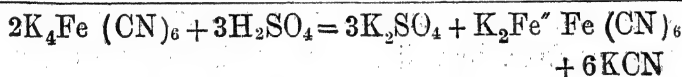
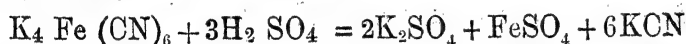


अब यदि मिश्रण को पानी के साथ उबालें, तो पोटैसियम फेरोसायनाइड बनेगा—

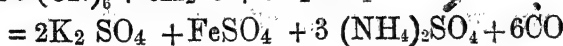
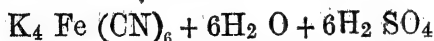


इस प्रतिक्रिया का भी व्यापार में उपयोग होता है क्योंकि कैल् गैस के शोधन में थायोसायनेट भी बनते हैं।

पोटैसियम फेरोसायनाइड के मणिम पीले चतुष्कोणीय होते हैं। गरम किये जाने पर ये सफेद निर्जल लवण देते हैं। पोटैसियम फेरोसायनाइड विषैला नहीं है। पर यदि इसका विलयन हल्के सल्फ्यूरिक एसिड के साथ उबालें, तो हाइड्रोसायनिक एसिड देगा—



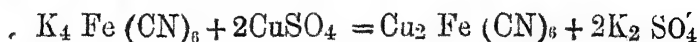
सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर पोटैसियम फेरोसायनाइड के मणिम कार्बन एकौक्साइड देते हैं—



मणिमों का पानी इस प्रतिक्रिया में योग देता है।

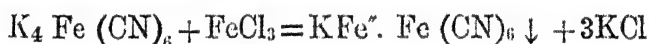
अन्य फेरोसायनाइड—पोटैसियम फेरोसायनाइड और कैल्सियम फेरोसायनाइड का उल्लेख तो ऊपर किया जा चुका है। प्रशान-नोल को चूने के दूध के साथ उबालने पर कैल्सियम फेरोसायनाइड बनता है।

* पोटैसियम फेरोसायनाइड ताम्र सल्फेट के विलयन के साथ लाल-भूरे रंग का ताम्र फेरोसायनाइड, $\text{Cu}_2 \text{Fe} (\text{CN})_6$, देता है—



इसी प्रकार रजत नाइट्रेट के साथ रजत फेरो सायनाइड, $\text{Ag}_4 \text{Fe} (\text{CN})_6$, का सफेद अवक्षेप आता है। इसी प्रकार के लवण बेरियम, यशद, मेग्नीशियम आदि के साथ बनते हैं।

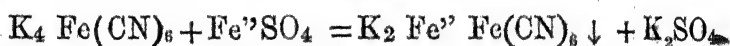
प्रशान-नील (Prussian blue), $\text{KFe}^{III} \cdot \text{Fe} (\text{CN})_6$ —यदि फेरिक लवणों के विलयन में पोटैसियम फेरोसायनाइड छोड़ा जाय तो जो नीला विलयन या अवक्षेप आता है, वह प्रशान-नील कहलाता है। यह पोटैसियम-फेरि-फेरो-सायनाइड है—



यह प्रशान-नील कई प्रकार का होता है।

(१) यदि पोटैसियम फेरोसायनाइड आधिक्य में लिया जाय और फेरिक क्लोराइड कम, तो जो प्रशान-नील बनता है, वह पानी में और आँकड़ेलिक एसिड में विलेय है। इसे पेल-फा-विलेय प्रशान-नील कहते हैं।

(२) फेरस सल्फेट के विलयन को यदि ठंडे शिथिल पोटैसियम फेरोसायनाइड के विलयन में छोड़ें तो पोटैसियम फेरस फेरोसायनाइड, $\text{K}_2 \text{Fe}^{II} \cdot \text{Fe} (\text{CN})_6$ का सफेद अवक्षेप आवेगा—



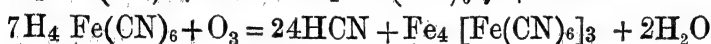
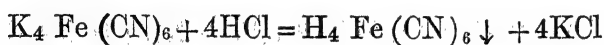
यह हवा में शीघ्र उपचित होकर एक नीला पदार्थ देता है जो पानी में विलेय है, पर आँकड़ेलिक एसिड में अविलेय है। इसे बीटा-विलेय प्रशान-नील कहते हैं। यह संभवतः पोटैसियम फेरि-फेरोसायनाइड है— $[\text{K} \cdot \text{Fe}^{III} \cdot \text{Fe}^{II} (\text{CN})_6]$ ।

(३) यदि फेरिक क्लोराइड आधिक्य में लिया जाय, और पोटैसियम फेरोसायनाइड कम, तो अविलेय प्रशान-नील मिलता है। यह संभवतः फेरिक फेरो सायनाइड, $\text{Fe}_4^{III} [\text{Fe} (\text{CN})_6]_3$ है। साधारणतः बाज़ार में जो मिलता है, वह प्रशान-नील यही है।

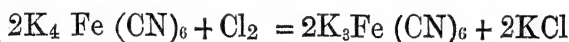
(४) पोटैसियम फेरिक फेरोसायनाइड के आम्ल विलयन में फेरस सल्फेट डालने पर सफेद अवक्षेप आता है। इसे हवा में खुला रख छोड़ने

पर जो नीला पदार्थ मिलता है, वह गामा-विलेय प्रशान-नील है। इस पर ऐसिड क्षार और फेरिक क्लोराइड का शीघ्र असर नहीं पड़ता।

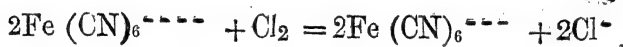
फेरोसायनिक ऐसिड, $H_4 Fe (CN)_6$ —पोटैसियम फेरोसायनाइड के ठंडे संतृप्त विलयन में यदि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड डालें, तो सफेद अवक्षेप आता है जो फेरोसायनिक ऐसिड का है। इसे हवा के अभाव में सुखाना चाहिये, नहीं तो उपचित होकर यह फेरिक फेरोसायनाइड बन जायगा।



पोटैसियम फेरिसायनाइड, $K_3 Fe (CN)_6$ —यदि पोटैसियम फेरोसायनाइड के विलयन में क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय, तो फेरोसायनाइड आयन का उपचयन होकर फेरिसायनाइड आयन बन जाती है—

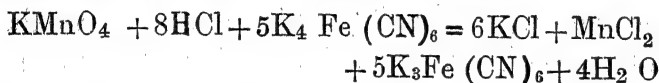


अथवा



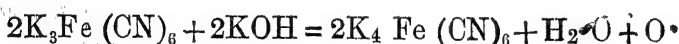
विलयन के कई बार आंशिक स्रवण करने पर पोटैसियम फेरिसायनाइड के मणिभ प्राप्त हो जायेंगे। ये गहरे लाल रंग के एकानताक्ष होते हैं। इन्हें पोटोश का लाल प्रशेट (prussiate) भी कहते हैं।

पोटैसियम फेरिसायनाइड, हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और पोटैसियम परमैंगेनेट के योग से भी पोटैसियम फेरिसायनाइड बना सकते हैं।

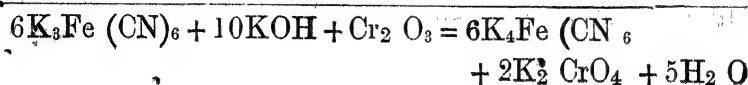
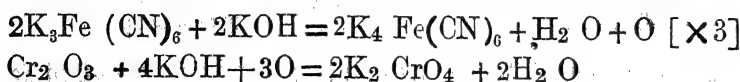


पोटैसियम फेरिसायनाइड प्रबल उपचायक है। इसकी कुछ प्रतिक्रियायें नीचे दी जाती हैं—

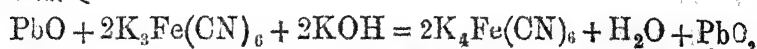
(क) क्षारीय माध्यम में—इसका सामान्य समीकरण निम्न प्रकार है—



(१) यह क्रोमिक ऑक्साइड को क्रोमेट में परिणत कर देता है—



(२) इसी प्रकार यह लिथार्ज, PbO , को सीस परीक्साइड में परिणत करता है—

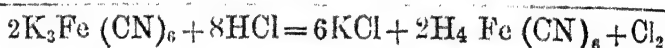
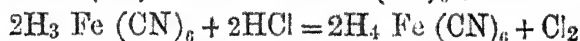
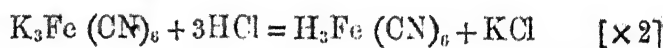


इसी प्रकार मैंगनस ऑक्साइड को यह मैंगनीज़ द्विऑक्साइड में परिणत करता है ।

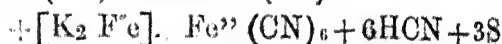
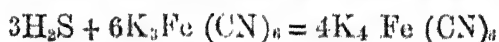
(३) यह हाइड्रोजन परीक्साइड द्वारा अग्नित हो जाता है—



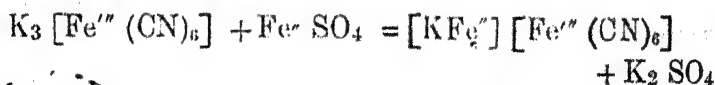
(ख) आम्ल माध्यम में—(१) यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से क्लोरिन गैस देता है—



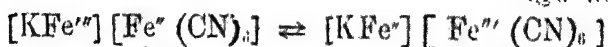
(४) यह हाइड्रोजन सल्फाइड को उपचित करके गन्धक देता है ।



टर्नबुल-नील (Turnbull's Blue)—पोटैसियम फेरिसायनाइड के विलयन में फेरस सल्फेट का आधिक्य डालने पर नीला अवक्षेप आता है जिसे टर्नबुल-नील कहते हैं । पहले लोगों की यह धारणा थी कि यह फेरस फेरिसायनाइड, $Fe^{II}_3[Fe^{III}(CN)_6]_2$ है । अखिलेय प्रशन-नील इसकी बुलना में भिन्न है— $Fe_4^{III}[Fe^{II}(CN)_6]_3$ पर अब यह विचार अधिक पुष्ट प्रतीत होता है कि प्रशन-नील और टर्नबुल नील एक ही पदार्थ है । दोनों एक दूसरे में परिवर्तित हो जाते हैं । माधारणतः टर्नबुल-नील बनने की प्रतिक्रिया निम्न प्रकार की है—



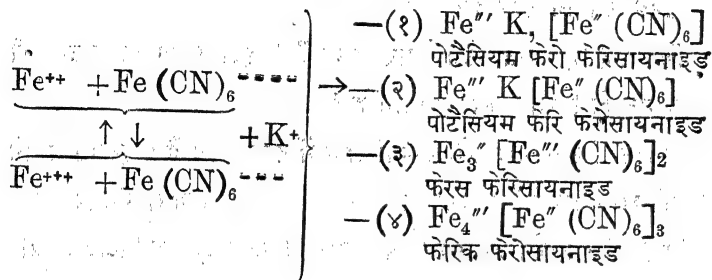
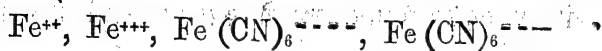
टर्नबुल-नील



प्रशन-नील

टर्नबुल-नील

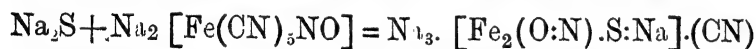
वस्तुतः परिस्थितियों के अनुसार प्रशन-नील और टर्नबुल-नील दोनों में ही निम्न आयनों का योग होता है—



इन चारों यौगिकों का मिश्रण प्रशान-नील, और टर्नबुल-नील दोनों में है।

सोडियम नाइट्रो-प्रशाइड, $\text{Na}_2 [\text{Fe}(\text{CN})_5 \text{NO}] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —
यदि पोटैसियम फेरोसायनाइड को ५० प्रतिशत नाइट्रिक एसिड के साथ गरम करें, तो भूरा विलयन प्राप्त होता है। यह प्रतिक्रिया तब तक चले जब तक फेरस सल्फेट के साथ सिलेटिया अवक्षेप न आ जाय। अब इस द्रव को ठंडा कर लें और पोटैसियम नाइट्रेट के जो मणिभ बनें, उन्हें पृथक् कर लें। विलयन को इस अवस्था में यदि सोडियम कार्बोनेट से शिथिल करें, और छान कर सुखारें, तो लाल रंग के मणिभ मिलेंगे। कई बार मणिभीकरण करके इन्हें शोध जा सकता है। ये लाल मणिभ सोडियम नाइट्रो-प्रशाइड के हैं। इन्हें सोडियम नाइट्रोसो फेरिसायनाइड भी कह सकते हैं।

यह चार तत्वों के सल्फाइड के साथ चटक बैजनी रंग देता है—



इसलिये इसका उपयोग प्रयोगशालाओं में कार्बनिक यौगिकों में गन्धक की पहिचान करने में होता है।

प्रश्न

- लोहे के कौन कौन अयस्क हमारे देश में मिलते हैं ? इनसे लौहा कैसे तैयार करते हैं ?
- पिटवाँ और ढलवाँ लोहे में क्या अन्तर है ? लोहे ब्रूनाने की बात भट्टी की व्याख्या करो। इस भट्टी में क्या प्रतिक्रियाएँ होती हैं ?

३. लोहे के धातुकर्म में वात भट्टी से क्या-क्या चीजें मिलती हैं, और उनके उपयोग क्या हैं ?
४. पिग लोहे से इस्पात कैसे तैयार करते हैं ? इस्पात कितने प्रकार की जानते हो ? इनके क्या उपयोग हैं ?
५. इस्पात, पिटवाँ लोहे और ढलवाँ लोहे में क्या संबंध है ? इस्पात बनाने की आधुनिक विधि बताओ। (पंजाब, १९३३)
६. लोहे और कार्बन का साम्य वक्र खींचो। पर्लाइट, सीमेण्टाइट और ओस्टेनाइट क्या हैं ?
७. पोटैशियम फेरोसफ़ोस्फ़ाइट कैसे बनाओगे ? इस पर हलके और सान्द्र सलफ़्यूरिक एसिड की क्या क्रियाएँ होती हैं ? प्रशान-नील और टर्नबुल नील में क्या अन्तर है ?
८. फेरस ब्रोमाइड, फेरस सल्फेट, लोह कार्बोनिल, फेरिक फिटकरी, इनमें तैयार करने की विधियाँ और इनके गुण लिखो।
९. “निश्चेष्ट” लोहा किसे कहते हैं ? इनकी निश्चेष्टता किस कारण है और किस प्रकार दूर की जा सकती है ?
१०. फेरस लवणों के अपचायक गुणों के उदाहरण दो।
११. फेरस लवणों की तुलना मैंगनीज़ और तांबे के लवणों से करो।

अध्याय २५

अष्टम समूह के तत्त्व—(२) कोबल्ट और निकेल .

[Cobalt and Nickel] .

मैडलीफ के आवर्त सविभाग में कई स्थानों पर परमाणुभार के क्रम का उल्लंघन किया गया है। उन स्थानों में से एक उदाहरण कोबल्ट-निकेल का भी है। कोबल्ट का परमाणुभार (५८.६४) निकेल के परमाणुभार (५८.६९) से कुछ अधिक है। फिर भी इसे पहला स्थान मिला है, और निकेल को इसके बाद का। कोबल्ट के बाद परमाणुभार के क्रम में ताँबे का स्थान है। परन्तु ताँबे के लवण कोबल्ट से इतने मिलते-जुलते नहीं हैं, जितने कि निकेल से। ताँबे और निकेल दोनों के ही लवण नीले, नील-हरे, हरित-नील या हरे होते हैं। लोहे और कोबल्ट के लवण एक से संकीर्ण सायनाइड बनाते हैं। इन बातों से स्पष्ट है कि यह उचित ही था कि कोबल्ट को लोहे के पास, और निकेल को कोबल्ट और ताँबे के बीच में स्थान मिले। एक्स रश्मि के चित्र ने इस बात की सिद्धि की—इसके आधार पर परमाणुसंख्या का जो क्रम निर्धारित हुआ, उसने लोहा, कोबल्ट और निकेल—इस क्रम का समर्थन किया।

फेरस लवण, कोबल्ट लवण और निकेल लवणों में भी परस्पर समानता है। इनमें तत्त्वों की संयोज्यता २ है। तीनों के सल्फाइड काले हैं, और अमोनियत माध्यम में अवक्षिप्त होते हैं, तीनों के हाइड्रॉक्साइड अमोनियम क्लोराइड-अमोनिया मिश्रण में विलेय हैं, तीनों के सल्फेट अमोनियम सल्फेट के साथ समाकृतिक द्विगुण लवण, $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, बनाते हैं। ये तीनों तत्त्व कार्बोनिल यौगिक देते हैं। तीनों संकीर्ण सायनाइड देते हैं, पर निकेल के संकीर्ण सायनाइड अस्थायी हैं; लोह और कोबल्ट के एक से हैं— $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ और $\text{K}_3\text{Co}(\text{CN})_6$; $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ और $\text{K}_4\text{Co}(\text{CN})_6$ । निकेल और कोबल्ट एक से संकीर्ण-नाइट्राइट, $\text{K}_3\text{Ni}(\text{NO}_2)_6$ और $\text{K}_3\text{Co}(\text{NO}_2)_6$ देते हैं। लोहे का संकीर्ण नाइट्राइट नहीं ज्ञात है। तीनों के क्लोराइड अमोनिया के साथ एक से द्विगुण लवण देते हैं— $\text{FeCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, इसी प्रकार के द्विगुण यौगिक फेरस ब्रोमाइड, फेरस आयोडाइड, कोबल्टस ब्रोमाइड और कोबल्टस आयोडाइड भी देते हैं— $\text{FeBr}_2 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{FeI}_2 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{NH}_3$; और $\text{CoI}_2 \cdot 6\text{NH}_3$.

कोबल्ट, Co

[Cobalt]

भारतवर्ष की अरावली पर्वत श्रेणियों में खेत्री आदि स्थानों में, और राजपूताने के अन्य स्थलों में कोबल्टाइट (Cobaltite) अयस्क (कोबल्ट का सल्फासैनाइड) और डानाइट (Dainite) अयस्क (कोबल्ट युक्त आर्सेनो-मार्त्तिक) पाये जाते हैं। इन अयस्कों से कोबल्ट के सल्फेट और सेहता की भाँति के जौहरियों के काम के अन्य पदार्थ तैयार किये जाते हैं। सिककम में लिन्नाइट (linnecite) अयस्क $(\text{Co, Ni, Fe})_3\text{S}_4$ भी थोड़ी सी मात्रा में मिलता है। मैंगनीज अयस्कों में मिश्रित कोबल्ट भी पाया गया है। कोबल्ट का एक अयस्क, स्पाइस कोबल्ट (Speiss Cobalt) $(\text{Co, Ni, Fe})\text{As}_2$, भी प्रसिद्ध है। कोबल्ट ग्लान्स (Cobalt glance), CoAsS , कोबल्टाइट का ही एक रूप है।

कोबल्ट धातु का परिचय सन् १७३३ से आरम्भ होता है। यह ठीक है कि इससे पूर्व मिश्र देश में वर्तनों को रंगने में कोबल्ट अयस्कों का उपयोग होता था। कोबल्ट या जर्मन कोबोल्ड (Kobold) का अर्थ “पृथ्वी पर रहने वाली आत्मा” है। यह नाम कोबल्ट के किसी विपैले खनिज को दिया गया था। सन् १५४० में पता चला कि यह कोबल्ट अयस्क काँच को नीला रंग देता है। सन् १७३३ में ब्राण्ट (Brandt) ने अयस्क में से कोबल्ट धातु तैयार की।

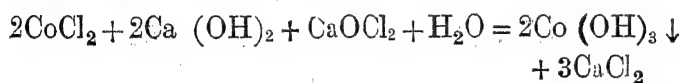
धातु कर्म—अयस्क का चूरा किया जाता है, और फिर उत्प्लावन विधि द्वारा (चूरे में पानी, तारपीन तेल और सोडा मिला कर) फेन उठा कर इसका सान्द्रीकरण करते हैं। इस प्रकार प्राप्त अयस्क को फिर छोटी छोटी वात भट्टियों में जारण करते हैं। जारण करते समय सोडा और बालू भी मिला देते हैं। कोबल्ट भारी होने के कारण नीचे की तह में आ जाता है और अयस्क का लोहा ऊपर की हलकी तह में रहता है। ऊपर की यह तह अलग कर दी जाती है।

नीचे वाली तह में जो जारित अयस्क मिलता है उसे स्पाइस (Speiss) कहते हैं। इसमें कोबल्ट, निकेल, लोहे और ताँबे के आर्सेनाइड और सल्फाइड होते हैं।

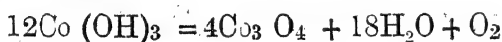
अष्टम समूह के तत्व—(२) कोबल्ट और निकेल १०९३

स्पाइस को पीस कर नमक के साथ फिर तपाते हैं। ऐसा करने पर गन्धक और आर्सेनिक तो उड़ जाता है, और धातुओं के क्लोराइड बन जाते हैं। इनके विलयन में लोहे का छीजन डालने पर ताँबा अवक्षिप्त हो जाता है, जिसे अलग कर लेते हैं। फिर कॉस्टिक सोडा का विलयन मिलाते हैं। ऐसा करने पर निकेल और कोबल्ट दोनों के हाइड्रॉक्साइड अवक्षिप्त होते हैं। इन्हें तपा कर उनके ऑक्साइड मिलते हैं।

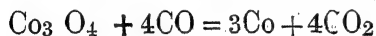
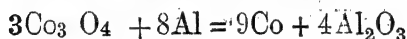
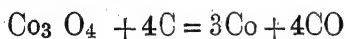
कोबल्ट और निकेल के ऑक्साइडों को अलग अलग करने के लिये उन्हें हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलते हैं, और फिर खड़िया से विलयन को शिथिल करते हैं। अब विलयन में बिरंजन चूर्ण (ब्लीचिंग पाउडर) डालते हैं। ऐसा करने पर कोबल्ट तो हाइड्रॉक्साइड के रूप में अवक्षिप्त हो जाता है, पर निकेल विलयन में ही रहता है—



कोबल्ट हाइड्रॉक्साइड को तपाने पर कोबल्टो-कोबल्टिक ऑक्साइड, Co_3O_4 , बनता है—



इस कोबल्टिक ऑक्साइड में ऐल्यूमीनियम या कोयला मिला कर गरम करें (अथवा इसे हाइड्रोजन या कार्बन एक्साइड के प्रवाह में गरम करें) तो कोबल्ट धातु मिलेगी—



ऐल्यूमीनियम चूर्ण के साथ गरम करने पर अच्छी ठोस धातु मिलती है।

विद्युत्विच्छेदन द्वारा—कोबल्ट सल्फेट के विलयन में अमोनिया और अमोनियम सल्फेट मिला कर प्लैटिनम विद्युत्द्वारों द्वारा विद्युत् विच्छेदन करने से शुद्ध कोबल्ट धातु मिलती है।

धातु के गुण—यह श्वेत धातु है, जो शुद्ध लोहे या निकेल की अपेक्षा अधिक कठोर है। कोबल्ट में हलका चुम्बकत्व गुण है। यह 1485° पर पिघलता है। इसका घनत्व ८.८ है। कोबल्ट अपने आयतन का १० गुना आयतन हाइड्रोजन शोषित करता है।

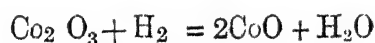
कोबल्ट न तो नम हवा में उपचित होता है, न शुष्क हवा में। केवल रक्ततप्त किये जाने पर धीरे धीरे उपचित होता है। हैलोजनों के योग से यह हैलाइड देता है।

हलके हाइड्रोक्लोरिक और सल्फ्यूरिक एसिडों के साथ प्रतिक्रिया करके यह कोबल्टस लवण और हाइड्रोजन देता है। इसी प्रकार नाइट्रिक एसिड में भी यह घुलता है। यह सान्द्र नाइट्रिक एसिड में डुबोने पर लोहे के समान निष्क्रिय भी हो सकता है। यह निष्क्रियता उसी प्रकार दूर की जा सकती है जैसे लोहे की।

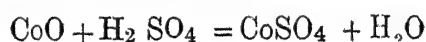
कोबल्ट के ऑक्साइड—कोबल्ट के तीन स्थायी ऑक्साइड और एक अति अस्थायी परीक्साइड है—

ऑक्साइड	सूत्र	प्रकृति	लवण
कोबल्टस ऑक्साइड ...	CoO	भास्म	कोबल्टस
कोबल्टो-कोबल्टिक ऑक्साइड ...	Co_3O_4	—	—
कोबल्टिक ऑक्साइड ...	Co_2O_3	भास्म	कोबल्टिक
कोबल्ट परीक्साइड ...	CoO_2	आम्ल	कोबल्टाइट

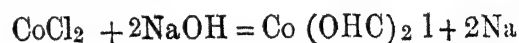
कोबल्टस ऑक्साइड, CoO —यह कोबल्टिक ऑक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर बनता है। कोबल्टस लवण में कार्बिक सोडा का विलयन डालने पर जो कोबल्टस हाइड्रॉक्साइड, $\text{Co}(\text{OH})_2$, बनता है, उसे वायु के अभाव में गरम करने पर भी यह मिलता है—



कोबल्टस ऑक्साइड धूसर वर्ण का चूर्ण है। हवा में गरम किये जाने पर यह कोबल्टो-कोबल्टिक ऑक्साइड, Co_3O_4 , देता है। यह एसिडों में घुलने पर कोबल्टस लवण देता है—



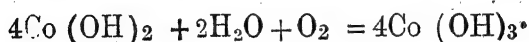
कोबल्टस हाइड्रॉक्साइड, $\text{Co}(\text{OH})_2$ —यह चार और कोबल्टस लवणों के योग से बनता है—



अष्टम समूह के तत्त्व—(२) कोबल्ट और निकेल १०९५

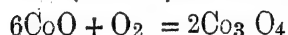
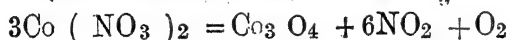
कास्टिक सोडा के आधिक्य में यह बहुत थोड़ा सा ही विलेय है। पर यह अमोनिया के आधिक्य में घुल जाता है—संकीर्ण यौगिक बनते हैं।

फेरस और मैंगनस ऑक्साइड के समान कोबल्टस ऑक्साइड भी हवा से ऑक्सीजन ग्रहण करके भूरा कोबल्टिक ऑक्साइड हो जाता है—

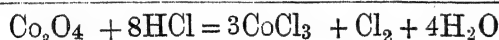


कोबल्टस ऑक्साइड दो रूपों का पाया जाता है—एक तो नीला, और दूसरा गुलाबी।

कोबल्टो-कोबल्टिक ऑक्साइड, Co_3O_4 —यह ऑक्साइड सबसे अधिक स्थायी है। कोबल्ट नाइट्रेट को जोरों से तपाने पर या कोबल्टस ऑक्साइड को हवा में गरम करने पर यह बनता है—



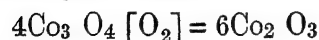
यह काला चूर्ण है। हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम किये जाने पर यह धातु देता है। हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से यह कोबल्टस क्लोराइड और क्लोरिन देता है—



कोबल्टिक ऑक्साइड, Co_2O_3 —ऐसी धारणा है कि यदि कोबल्ट नाइट्रेट को धीरे धीरे गरम करें तो कोबल्टिक ऑक्साइड बनता है—

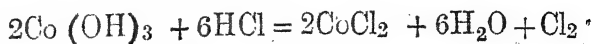


बहुत संभव है कि कोबल्टस लवण के विलयन में विरंजन चूर्ण अथवा कास्टिक सोडा और आयोडीन छोड़ने पर जो ऑक्साइड मिलता है, वह कोबल्टिक ऑक्साइड ही हो, अथवा यह कोबल्ट पराक्साइड भी हो सकता है। कुछ लोगों की धारणा यह है कि कोबल्टिक ऑक्साइड कोबल्टो-कोबल्टिक ऑक्साइड और पृष्ठ पर अधिशोषित ऑक्सीजन का मिश्रण है।



कोबल्टिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Co}(\text{OH})_3$ —कोबल्टस लवण के विलयन में सोडियम हाइपोक्लोराइट, या कोई और उपचायक द्वारा छोड़ने पर यह बनता है।

यह हाइड्रोक्साइड हाइड्रोक्लोरिक एसिड में ठंडे तापक्रम पर भूरे रंग का विलयन देता है, जो गरम किये जाने पर क्लोरीन दे डालता है—

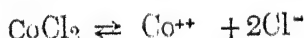


कोबल्ट परॉक्साइड, CoO_2 —कोबल्टस लवणों पर कुछ उपचायक पदार्थों के योग से यह संभवतः बनता है। यह स्वयं अति अस्थायी है, पर इसके लवण बनाये जा सकते हैं जिन्हें कोबल्टाइट, (cobaltite) कहा जाता है जैसे बेरियम कोबल्टाइट, BaCoO_3 .

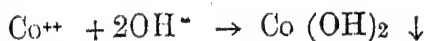
कोबल्टस लवण

[Cobaltous Salts]

कोबल्टस लवणों की सामान्य प्रतिक्रियाएँ—कोबल्टस लवण या तो नीले होते हैं या गुलाबी। हाइड्रेटित लवणों का रंग बहुधा गुलाबी होता है। इनके विलयन में भी चटक गुलाबी रंग कोबल्टस आयन Co^{++} का होता है। ये निम्न प्रकार आयनित होते हैं—



कोबल्टस लवण काल्दिक क्षारों के योग से नीला या गुलाबी हाइड्रोक्साइड का अवक्षेप देता है—



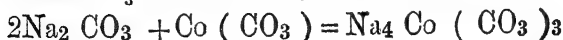
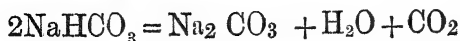
अमोनिया विलयन से भी आरंभ में अवक्षेप आता है, पर वह शीघ्र ही अमोनिया के आधिक्य में घुल जाता है। संकीर्ण कोबल्टैमिन (cobaltamine) यौगिक बनते हैं।

क्षारीय या शिथिल विलयनों में कोबल्टस लवण हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से काले कोबल्ट सल्फाइड, CoS , का अवक्षेप देते हैं। यह अवक्षेप शीघ्र ही ऐसा बन जाता है, कि हाइड्रोक्लोरिक एसिड में नहीं घुलता। अम्लराज में (या हाइड्रोक्लोरिक एसिड और पोटैशियम क्लोरेट के मिश्रण में) गरम करने पर घुलता है।

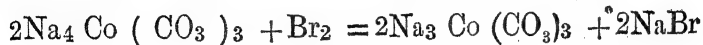
हाइपोक्लोराइटों के योग से कोबल्टस लवण काला अवक्षेप कोबल्टिक हाइड्रोक्साइड का देते हैं।

कोबल्टस लवण सोडियम बाइकार्बोनेट के आधिक्य के साथ सोडियम कोबल्टोकार्बोनेट का गुलाबी अवक्षेप देते हैं।

अष्टम समूह के तत्व--(२) कोबल्ट और निकेल १०९७

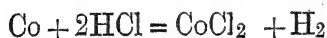


यह कोबल्टो-कार्बोनेट ब्रोमीन-जल के योग से सोडियम कोबल्ट-कार्बोनेट, $\text{Na}_3\text{Co}(\text{CO}_3)_3$, देता है जो सेब के-से रंग का होता है।



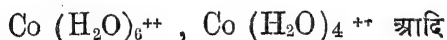
यह हरा रंग गरम करने पर भी परिवर्तित नहीं होता। इस परीक्षण को पालिट-परीक्षण (Palit's test) कहते हैं। निकेल और कोबल्ट के बीच में इस प्रयोग द्वारा पहचान की जा सकती है।

कोबल्टस क्लोराइड, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —साधारण कोबल्ट क्लोराइड कोबल्टस लवण ही है। कोबल्ट धातु या इसके ऑक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर यह बनता है—

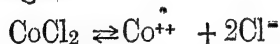


चटक लाल रंग के इसके जलग्राही मणिम होते हैं। इसके मणिमों में साधारणतः पानी के ६ अणु होते हैं, पर कम अणु वाले हाइड्रेट भी ज्ञात हैं। निर्जल क्लोराइड गहरे नीले रंग का होता है। १०० ग्राम पानी में १५° पर ५० ग्राम निर्जल क्लोराइड विलेय है।

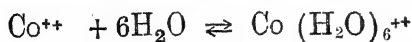
कोबल्ट क्लोराइड का विलयन ३०° तक तो गुलाबी रहता है, पर गरम करने पर ५०° पर नीला पड़ जाता है। बेसेट (Bassett) के अनुसार गुलाबी विलयन हाइड्रेटित कोबल्ट आयनों के कारण है। कोबल्ट के साथ पानी निम्न प्रकार संयुक्त है—



नीले कोबल्ट क्लोराइड में CoCl_4^{--} आयन अथवा $[\text{Co} \cdot \text{Cl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]^-$ आयन होती है। साधारणतः कोबल्ट क्लोराइड का आयनीकरण निम्न प्रकार हुआ।



गुलाबी विलयनों में इसकी कोबल्ट आयन निम्न प्रकार की होती है—



ऊँचे तापक्रम पर यह हाइड्रेटित धन आयन विभक्त होकर संकीर्ण ऋण आयन बन जाती है, जो नीले रङ्ग की होती है—

नित्यनाथ के इस ग्रन्थ के अनन्तर रसेन्द्रचिन्तामणि का उल्लेख किया जा सकता है। इसके रचयिता कालनाथ के शिष्य दुंदुभनाथ हैं। इस ग्रन्थ में रसकर्पूर शब्द कैलोमल (calomel) के लिए प्रयुक्त हुआ है जिसका उल्लेख रसार्णव में भी है। इस ग्रन्थ में रसार्णव, नागार्जुन, गोविन्द, नित्यनाथ, सिद्धलक्ष्मीश्वर, त्रिविक्रमभट्ट और चक्रपाणि का उल्लेख है। रसेन्द्रचिन्तामणि कब लिखा गया यह कहना कठिन है।

इसके बाद के एक ग्रन्थ रससार में पारे पर की जाने वाली १८ प्रक्रियाओं का उल्लेख है। इसके रचयिता गोविन्दाचार्य हैं।

शाङ्गधर संग्रह के रचयिता शाङ्गधर का एक ग्रन्थ “पद्धति” भी है जो संवत् १४२० वि० में रचा गया। शाङ्गधर संग्रह की आठमल्ल ने एक बृहद् टीका भी की।

राजमंजरी, चन्द्रिका आदि तंत्र ग्रन्थ के आधार पर गोपालकृष्ण ने रसेन्द्रसारसंग्रह नामक एक ग्रन्थ लिखा। इसमें अनेक खनिज रसायनों के बनाने की विधि दी हुई है। सिन्धु चिन्तामणि और इस ग्रन्थ में बहुत स्थल समान हैं। इस ग्रन्थ का टीकाकार रामसेन कवीन्द्रमणि मीर जाफर का राजवैद्य था। यह ग्रन्थ बंगाल में बहुत प्रचलित है।

इसी समय का एक ग्रन्थ रसेन्द्रकल्पद्रुम है। यह ग्रन्थ रसार्णव, रसमंगल, रत्नाकर, रसामृत और रसरत्नसमुच्चय के आधार पर लिखा गया है। चौदहवीं शताब्दी का एक ग्रन्थ धातुरत्नमाला भी है जिसका रचयिता देवदत्त गुजरात का रहनेवाला था।

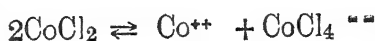
अब हम आधुनिक काल में आते हैं। सोलहवीं शताब्दी में पुर्तगालवासी इस देश में आने लगे। इस समय “रसप्रदीप” नामक ग्रन्थ की रचना हुई।

इन ग्रन्थों में फिरंगरोग में चोपचीनी और रसकर्पूर का प्रयोग लिखा हुआ है। रस प्रदीप में शंखद्रावरस के बनाने की भी विधि दी है जो ऐसा खनिज-ऐसिड (mineral acid) है जिसमें शंख घुल जाता है, और धातुएँ भी जिसमें घुल जाती हैं। सम्भवतः यह नाइट्रिक या हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड है।

माधव की रसकौमुदी और गोविन्ददास के रसरत्नप्रदीप और भैषज्यरत्नावली में भी इस खनिजाम्ल का विवरण आता है। इसे बनाने के लिए फिटकरी (स्फटिक), नौसार (नौसादर), सुवर्चिक (शोरा) या सैल्चर्चल, गन्धक, टंकण (सुहागा) आदि के मिश्रण को साथ साथ गरम करते हैं, और खवण



अथवा



कोबल्ट क्लोराइड अमोनिया के साथ संकीर्ण यौगिक, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, देता है।

गुप्त-स्याही—कोबल्ट क्लोराइड के विलयन का उपयोग गुप्त स्याही बनाने में होता है। इसके गुलाबी विलयन से यदि कागज पर कुछ लिख दिया जाय तो सूखने पर अच्छर नहीं दीखते। पर कागज को गरम करें तो इनका रंग नीला-हरा हो जाता है, और अच्छर दिखायी देने लगते हैं। ठंडा होने पर रंग फिर उड़ जाता है।

कोबल्टस ब्रोमाइड, $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —कोबल्ट धातु को ब्रोमीन वाष्पों में गरम करने पर यह लवण निर्जल रूप में मिलता है। कोबल्ट कार्बोनेट और हाइड्रो ब्रोमिक एसिड के योग से इसका विलयन मिलता है। यह अमोनिया के साथ हलके गुलाबी रंग का संकीर्ण लवण, $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ देता है।

कोबल्टस आयोडाइड, CoI_2 —यह कोबल्ट को आयोडीन वाष्पों में गरम करने पर, अथवा कोबल्ट को आयोडीन और पानी के साथ गरम करने पर मिलता है। पानी की मात्रा के अनुसार इसके मणिभों का गुलाबी या हरा रंग होता है। अमोनिया के साथ यह $\text{CoI}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ बनाता है।

कोबल्टस सल्फेट, $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —कोबल्ट आक्साइड, या कोबल्ट धातु और हलके सल्फ्यूरिक एसिड के योग से कोबल्टस सल्फेट बनता है। इसके मणिभ फेरस सल्फेट के मणिभों के समाकृतिक हैं। भिन्न भिन्न तापक्रमों पर भिन्न भिन्न हाइड्रेट वाले मणिभ बनते हैं। जैसे 40° – 50° पर षट् हाइड्रेट, $\text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ के मणिभ मिलेंगे। सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में छोड़ने पर चतुः हाइड्रेट, $\text{CoSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, के मणिभ।

१०० ग्राम पानी में 20° पर ३६ ग्राम और 100° पर ८३ ग्राम निर्जल सल्फेट विलेय है। श्वेत तप्त करने पर निर्जल सल्फेट कोबल्टो-कोबल्टिक आक्साइड में परिणत हो जाता है।

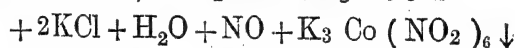
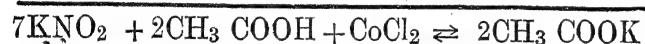
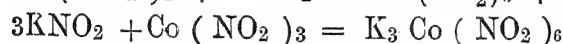
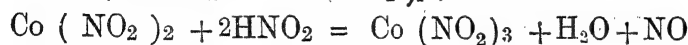
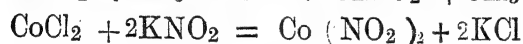
फेरस अमोनियम सल्फेट के समान कोबल्ट अमोनियम सल्फेट, $\text{CoSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, भी ज्ञात है। यह दोनों सल्फेटों को साथ साथ तुल्य मात्रा में मिला कर मणिभीकरण करने से मिलता है। इसके मणिभ गुलाबी रंग के होते हैं।

अष्टम समूह के तत्त्व—(१) कोबल्ट और निकेल १०९९

कोबल्ट पोटैसियम सल्फेट, $\text{CoSO}_4 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, भी ज्ञात है।
कोबल्ट नाइट्रेट, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —कोबल्ट कार्बोनेट को नाइट्रिक एसिड में घोलने पर यह मिलता है। यह गुलाबी रंग का होता है।

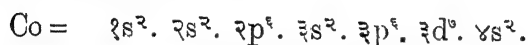
पोटैसियम कोबल्ट-नाइट्राइट, $\text{K}_3\text{Co}(\text{NO}_2)_6$ या फिशर लवण—यद्यपि कोबल्ट नाइट्राइट तो नहीं ज्ञात है, पर यह संकीर्ण नाइट्राइट अवश्य बहुत काम आता है। यदि कोबल्ट लवण के विलयन में ऐसीटिक एसिड डालें, और फिर पोटैसियम नाइट्राइट छोड़ें तो इसका मणिभीय अविलेय चटक पीला अवक्षेप आवेगा।

प्रतिक्रिया निम्न प्रकार हैं।

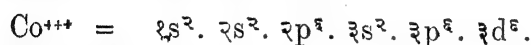


निकेल से जो इसी प्रकार का सोडियम निकेल-नाइट्राइट बनता है, वह एसिड माध्यम में विलेय है। अतः इस क्रिया द्वारा निकेल और कोबल्ट का भेद किया जा सकता है।

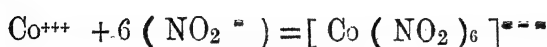
कोबल्ट परमाणु का गठन निम्न है—



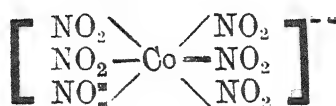
अतः कोबल्टिक आयन का गठन निम्न होगा—



इस प्रकार इस आयन की सह-संयोज्यता ६ हुई। कोबल्ट नाइट्राइट बनाने में ६ नाइट्राइट आयनों से ६ ऋणाणु मिलेंगे। अतः इस नयी संकीर्ण आयन की संयोज्यता - ६ + ३ = - ३ होगी (+ ३ कोबल्टिक आयन की)—



पोटैसियम कोबल्ट-नाइट्राइट का संगठन निम्न हुआ—



कोबल्ट सलफाइड, CoS —कोबल्ट लवण से विलयन में सोडियम ऐसीटेट या अमोनिया छोड़ कर हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर कोबल्ट सलफाइड का काला अवक्षेप आता है। आम्ल माध्यमों में इसका अवक्षेपण नहीं होता, यद्यपि यह स्वयं अम्लों में विलेय नहीं है। विलकुल ताजा अवक्षेप अम्लों में घुलता है, पर रखे रहने पर इसके पृष्ठ तल की शक्ति क्षीण हो जाती है, और तब यह अविलेय हो जाता है।

कोबल्ट सलफाइड को गन्धक के साथ हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर दूसरे सलफाइड, CoS_2 , Co_2S_3 और Co_2S भी बनते हैं। पीले अमोनियम सलफाइड के साथ एक पर-सलफाइड, Co_2S_7 , भी बनता है।

कोबल्टस कार्बोनेट, CoCO_3 —कोबल्ट लवण में सोडियम कार्बोनेट का विलयन डालने पर कोबल्ट कार्बोनेट का चटक लाल चूर्ण प्राप्त होता है। यह संभवतः भास्म लवण, $\text{CoCO}_3 \cdot 4\text{Co}(\text{OH})_2$ है।

कोबल्ट कार्बोनिल—कोबल्ट के दो कार्बोनिल उल्लेखनीय हैं।

(१) द्विकोबल्ट अष्टकार्बोनिल, $\text{Co}_2(\text{CO})_8$, और (२) चतुःकोबल्ट द्वादश कार्बोनिल, $\text{Co}_4(\text{CO})_{12}$

कोबल्ट के महीन चूर्ण पर 150° पर 40 वायुमंडल के दाब पर कार्बन एक्साइड की प्रतिक्रिया से द्विकोबल्ट अष्ट कार्बोनिल, $\text{Co}_2(\text{CO})_8$, बनता है। इसके मणिम नीरंग रंग के होते हैं, जिनका द्रवणांक 51° है। इसे 600 तक गरम करने पर काले रंग का $\text{Co}_4(\text{CO})_{12}$ या $[\text{Co}(\text{CO})_3]$ बनता है।

यह वैज्जीन में विलेय है, और विलयन में से काले मणिम देता है।

कोबल्ट सिलिकेट स्माल्ट (smalt)—कोबल्ट एक्साइड को सिलिका और पोटैशियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर यह मिलता है। यह चटक नीले रंग का काँच है। इसे पीस कर सुन्दर नीला वर्णक तैयार किया जाता है।

काँच और पोर्सिलेन के नीले वर्त्तन तैयार करने में यह काम आता है। प्रसिद्ध चीनी नीली पोर्सिलेन में रंग कोबल्ट यौगिकों का ही होता है।

थेनार्ड नील (Thenard's blue)—यह संभवतः कोबल्ट ऐल्यूमिनेट है। कोबल्ट फॉस्फेट को ताजे अवक्षिप्त ऐल्यूमिना के साथ गलाने पर यह बनता है। रक्ततप्त करने के अनन्तर पानी के साथ इसे पीस कर सुन्दर नीला वर्णक तैयार करते हैं।

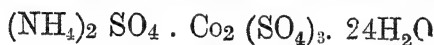
रिनमैन हरित (Rinman's green)—यह यशद ऑक्साइड, ZnO , और कोबल्ट यौगिक को साथ साथ गलाने पर बनता है। यह संभवतः कोबल्ट झिंकेट है। यह हरे रंग का वर्णक देता है।

कोबल्टिक लवण

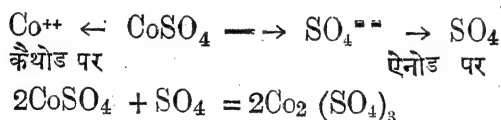
[Cobaltic Salts]

सरल कोबल्टिक लवण नहीं पाये जाते। ये द्विगुण और संकीर्ण यौगिकों के रूप में ही स्थायी हैं, जैसे फिटकरी, कोबल्ट-सायनाइड, कोबल्ट-नाइट्राइट और कोबल्टमैन।

कोबल्टिक फिटकरी—कोबल्टस सल्फेट और अमोनियम सल्फेट के विद्युत्-विच्छेदन करने पर (यदि ऐनोड को रन्ध्रमय पात्र में रक्खा जाय) यह फिटकरी मिलती है। यह कोबल्टिक अमोनियम सल्फेट है—



ऐनोड (धन द्वार) पर कोबल्टस लवण उपचित होकर कोबल्टिक हो जाता है—



कोबल्ट फिटकरी के नीले अष्टफलकीय मणिम होते हैं। ये प्रबल उप-चायक हैं।

कोबल्ट-सायनाइड—कोबल्टस लवण के विलयन में यदि पोटैसियम सायनाइड का विलयन छोड़ा जाय तो कोबल्टस सायनाइड का भूरा-श्वेत अवक्षेप मिलेगा—



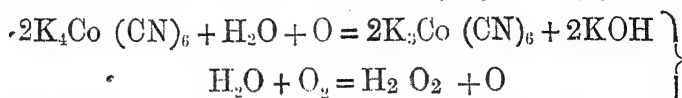
पोटैसियम सायनाइड के आधिक्य में यह अवक्षेप विलेय है। घुलने पर पोटैसियम कोबल्टो-सायनाइड $K_4 Co^{IV} (CN)_6$, बनता है—



इसके विलयन में एल्कोहल छोड़ने पर मूँगे के रंग का अवक्षेप कोबल्टो-सायनाइड का आता है।

यदि कोबल्टो-सायनाइड के विलयन में थोड़ा सा ऐसीटिक या हाइ-

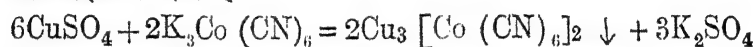
ड्रोक्लोरिक एसिड डाल कर प्याली में उबाला जाय, तो इसका शीघ्र उपचयन हो जाता है और पोटैसियम कोबल्ट-सायनाइड, $K_3Co(CN)_6$, बनता है।



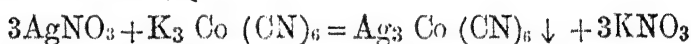
साथ ही साथ तुल्य मात्रा हाइड्रोजन परोक्साइड की भी बनती है, मानो आत्मोपचयन या स्वतः उपचयन का (autooxidation) उदाहरण हो।

पोटैसियम कोबल्ट-सायनाइड के मणिभ पीले, स्थायी और पोटैसियम फेरिसायनाइड के समाकृतिक हैं।

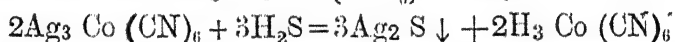
— यह यौगिक ताम्र सल्फेट के साथ नीला अवक्षेप ताम्र कोबल्ट-सायनाइड का देता है—



— रजत नाइट्रेट के साथ इसी प्रकार श्वेत अवक्षेप रजत कोबल्ट-सायनाइड का मिलता है—



इस अवक्षेप में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर मणिभीय कोबल्ट-सायनिक पेसिड, $H_3Co(CN)_6$, बनता है।



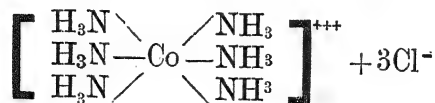
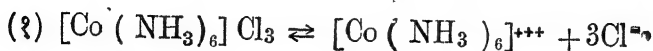
कोबल्टैमिन (Cobaltammines)—कोबल्ट के लवणों में अमोनिया अधिक्य में डाल कर और फिर थिलयन का विभिन्न परिस्थितियों में उपचयन करके अनेक संकीर्ण यौगिक बनाये गये हैं, जिन्हें कोबल्टैमिन कहते हैं। इनका विस्तृत विवरण देना यहाँ संभव नहीं है। हम केवल कुछ का उल्लेख करेंगे—

(१) पेट्रैमिन कोबल्टिक क्लोराइड, $(NH_3)_6CoCl_3$ — या लुटिओ-कोबल्टिक क्लोराइड—यह कोबल्ट क्लोराइड, अमोनिया और अमोनियम क्लोराइड के योग से बनता है। यह लाल पीत रंग का है।

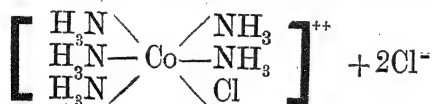
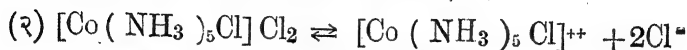
(२) क्लोरो पंचैमिन कोबल्टिक क्लोराइड, $[(NH_3)_5Cl.Co]Cl_2$ — यह लाल होता है।

(३) द्विक्लोरो-चतुः ऐमिन कोबल्टिक क्लोराइड, $[(NH_3)_4Cl_2.Co]Cl$ — यह सुन्दर हरे रंग का होता है।

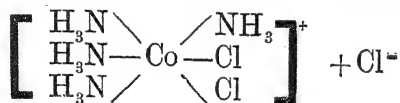
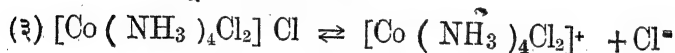
संयोज्यता सिद्धान्त की दृष्टि से इन यौगिकों का वर्णन बड़े महत्व का है। कोबल्ट की सर्वा संयोज्य-संख्या (coordinate number) ६ है। इस दृष्टि से हम इन्हें निम्न प्रकार चित्रित करेंगे—



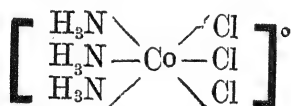
म्यू १००० = ४३१.६ (तुल्य चालकता)



म्यू १००० = २६४.४



म्यू १००० = ६८.३५



म्यू १००० = ०.

इनमें से पहले यौगिक में सम्पूर्ण क्लोरीन आयनित होती है। इसकी अणु-चालकता सब से अधिक है।

दूसरे यौगिक में पूरी क्लोरीन की २/३ आयनित होती है जैसा कि रजत नाइट्रेट से अवक्षेपण करके मालूम किया जा सकता है। इसकी चालकता पहले की चालकता से कम है।

तीसरे यौगिक में आयनित होने वाली क्लोरीन की मात्रा सम्पूर्ण क्लोरीन की एक-तिहाई है। इसकी चालकता और भी कम है।

चौथे यौगिक में क्लोरीन की सम्पूर्ण मात्रा यद्यपि उतनी ही है, पर यह रजत नाइट्रेट से अवक्षेप नहीं देती, अर्थात् इसमें क्लोरीन आयन है ही नहीं। इसकी चालकता स्पष्टतः शून्य है।

निकेल

[Nickel]

खेत्री और राजपूताने के अन्य स्थानों में ताँबे की खानों के समीप ही निकेल पाया जाता है। द्रावकोर और कोलर की खानों में भी ०.६४ प्रतिशत के लगभग निकेल चैलकोपाइराइट (chalcopyrite) में पाया जाता है। सन् १९२७ के नामटू के बर्मा कॉरपोरेशन ने भी निकेल-स्पाइस (nickel speiss) प्राप्त करना आरम्भ कर दिया है। इस स्पाइस में २६ प्रतिशत के लगभग निकेल, १३ प्रतिशत के लगभग ताँबा, ३-४ प्रतिशत कोबल्ट और कुछ चाँदी है। यहां से यह स्पाइस युद्ध के पूर्व तक हैम्बर्ग भेजा जाता रहा।

कोबल्ट का उल्लेख करते समय हम कह चुके हैं कि लिन्नाइट, $(Fe, Co, Ni)_3 S_4$ और स्पाइस कोबल्ट, $(Co, Fe, Ni) As_2$, में निकेल और कोबल्ट दोनों हैं। निकेल के अन्य अयस्क कुपर निकेल (Kuper nickel), $Ni As$; निकेल ग्लान्स, (nickel glance) $Ni AsS$, निकेल ओकर (nickel ochre), $Ni_3 (AsO_4)_2$. गार्नीराइट (garnierite), $2 (Ni, Mg)_3 Si_4 O_{13} \cdot 3H_2O$, है, और गार्नीराइट निकेल और मेगनीशियम का द्विगुण-सिलिकेट है, इससे बहुधा अधिकांश निकेल प्राप्त की जाती है।

कैनेडियन अयस्कों से निकेल प्राप्त करना—कैनेडा के सडबरी बेसिन में पायरोटाइट $(Fe, S)_9$; चैलकोपाइराइट $(Cu, Fe)S_2$, और पेंटलैण्डाइट (pentlandite) $(Ni, Fe)_{11}S$, ये तीन अयस्क विशेष पाये जाते हैं। इस अन्तिम अयस्क में से बहुधा निकेल प्राप्त किया जाता है।

सब से पहले पेंटलैण्डाइट को अन्य दो अयस्कों से पृथक् करते हैं। इसके बाद अयस्क को तपाया जाता है। ऐसा करने पर ताँबा और निकेल इकट्ठा हो जाते हैं, और लोहा गल्य बन कर अलग हो जाता है। धातु प्राप्त करने की निम्न अवस्थायें हैं—

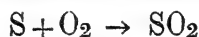
१—सान्द्रीकरण—अयस्क को हाथ से छाँटा जाता है, और शिलाओं का कूड़ा कचरा बीन डालते हैं।

क्योंकि लोहा और निकेल दोनों चुम्बकीय धातुएँ हैं, अतः बलशील चुम्बकीय क्षेत्र में कुछ सान्द्रीकरण किया जाता है।

अष्टम समूह के तत्त्व—(१) कोबल्ट और निकेल ११०५

अब तारपीन के तेल, और वायु द्वारा फेन उठा कर उत्स्रावन विधि का आश्रय लेते हैं। चैलकोपाइराइट आसानी से ऊपर उतराकर आ जाता है, पेंटलैंडाइट कुछ संकोच करता है, और पायरोटाइट तो नीचे ही बैठा रहता है। इस प्रकार तीनों को बहुत कुछ अलग कर लिया जाता है।

२. जारण (roasting)—सान्द्रिकरण के बाद अयस्क को हवा में तपाते हैं। ऐसा करने से इसका अधिकांश गन्धक ऑक्साइड बन कर उड़ जाता है—



इस प्रतिक्रिया में इतना ताप उत्पन्न होता है, कि एक बार चालू कर देने पर फिर गरम करने की आवश्यकता नहीं रहती।

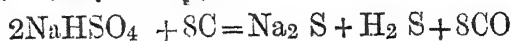
३. क्षेपक भट्टी में निस्तापन—जारित अयस्क को क्षेपक भट्टी में डाल कर तपाते हैं। अयस्क गल जाता है। लोहे, निकेल और ताँबे के गले हुये सलफाइड नीचे बैठ जाते हैं। ऊपर अनावश्यक भाग तैरता रहता है। इसे अलग बहा लेते हैं।

४. बेसीमरीकरण (Bessemerisation)—इस अवस्था में प्राप्त निस्तप्त अयस्क में ताँबा और निकेल २५% के लगभग होता है, यद्यपि आरम्भ में अयस्क में ताँबा ४-५% और निकेल २% थी। बेसीमर परिवर्तकों में उपचयन करके इनकी सान्द्रता और बढ़ायी जाती है। ये परिवर्तक ग्लेनाकार इस्पात के बने पात्र होते हैं जिनमें आग्नेय पदार्थ का अस्तर होता है, और दाब पर हवा भीतर भेजने के नल-द्वार होते हैं। निस्तप्त अयस्क में बालू द्रावक के रूप में मिला दी जाती है। दाब पर हवा परिवर्तक में प्रविष्ट कराते हैं, और अयस्क को गरम करते हैं। फेरस सिलिकेट गल्य बन कर ऊपर आ जाता है। इसे काँछ कर अलग कर देते हैं।

इस स्थान पर प्राप्त सान्द्र द्रव्य में अब ८०% निकेल और ताँबा होते हैं। इस द्रव्य को अब शोधनालयों में भेजते हैं, जहाँ निकेल को ताँबे से अलग किया जाता है। ऐसा करने की दो विधियाँ हैं, जिनका उल्लेख नीचे किया जायगा। एक तो ऑरफोर्ड विधि (Orford Process) और दूसरी मोंड विधि (Mond's Process)।

५. ताँबे से निकेल को अलग करना—ऑरफोर्ड विधि—यह विधि इन दो बातों पर निर्भर है कि (१) सोडियम सलफाइड में निकेल सलफाइड और ताम्र सलफाइड की विलेयताएँ अलग अलग हैं, (२) ताम्र सलफाइड मिले सोडियम सलफाइड का घनत्व निकेल सलफाइड के घनत्व से भिन्न है।

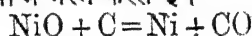
वेसीमर परिवर्तक से प्राप्त सान्द्र द्रव्य को वात भट्टी में शोरा, कोक और सोडियम ऐसिड सल्फेट के साथ गलाते हैं। ऐसा करने पर सल्फेट के अपचयन से सलफाइड बनता है—



गले हुए द्रव्य में इस प्रकार निकेल सलफाइड, ताम्र सलफाइड और सोडियम सलफाइड होते हैं। समस्त द्रव्य गल कर दो स्पष्ट तहों वाला बन जाता है। ऊपर की तह में ("tops") ताँवे और सोडियम के सलफाइड होते हैं, और नीचे की तह में ("bottoms") निकेल सलफाइड होता है। ऊपर की तह ताँबा निकालने के लिये भेज दी जाती है, और नीचे की तह से निकेल प्राप्त करते हैं।

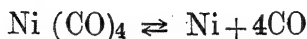
नीचे की तह ठंडा पड़ कर ठोस हो जाती है। इसे पीसते और पानी से खलभलाते हैं। ऐसा करने पर इसका सोडियम सलफाइड (जो भी कुछ हो) घुल कर अलग हो जाता है। (ऊपर की और नीचे की तहें कुछ तो मिल ही जाती हैं, जिससे सोडियम और ताम्र सलफाइड आ जाता है।) अब १५% साधारण नमक मिला कर तपाते हैं। जो भी कुछ ताँबा रहा हो, वह ताम्र क्लोराइड बन जाता है। इसे पानी में धोल कर अलग कर देते हैं। अब सोडा राख के साथ फिर तपाते हैं, और फिर गरम पानी से धोते हैं। ऐसा करने पर निकेल का काला ऑक्साइड मिलता है (द्रव्य में ७८% Ni, ०.१% Cu, ०.०१% S)।

इस निकेल ऑक्साइड को कोयले के चूरे के साथ मिला कर गैसों से प्रदीप्त खुली भट्टियों में गरम करते हैं।



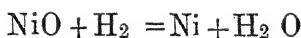
ऐसा करने पर निकेल धातु मिलती है।

निकेल को अलग करने की मौण्ड-विधि—सन् १८६० में पहली बार अयस्क में से निकेल को प्रथक् करने की विधि मौण्ड (Mond) ने निकाली। यह विधि इस बात पर निर्भर है कि यदि ८०° के नीचे तापक्रम पर ताजी निकेल धातु पर कार्बन एक्वासाइड गैस दाब के भीतर प्रवाहित की जाय, तो एक वाष्पशील यौगिक निकेल कार्बोनिल, $\text{Ni}(\text{CO})_4$, बनता है। लोहा, ताँबा, या कोबल्ट इस प्रकार का कोई 'वाष्पशील' यौगिक नहीं बनाते। साथ ही साथ यह भी उल्लेखनीय है कि यदि निकेल कार्बोनिल को १८०° तक गरम किया जाय तो यह विभक्त होकर निकेल धातु और कार्बन एक्वासाइड देगा। इस गैस का फिर उपयोग कर सकते हैं—

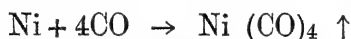


यह कहा जा चुका है कि बेसीमर परिवर्तक से जो तप्त द्रव्य प्राप्त होता है, उसमें ८० प्रतिशत के लगभग ताँबा और निकेल होते हैं, प्रत्येक ४०-४० प्रतिशत। १ प्रतिशत के लगभग इसमें लोहा भी हो सकता है। इस द्रव्य को ८०° पर १५ प्रतिशत सल्फ्यूरिक एसिड के साथ खलभलाते हैं। अधिकांश ताँबा तो विलेय ताम्र सल्फेट बनकर निकल जाता है।

अब अवशेष द्रव्य को सुखाते हैं, और ३००°-३३०° तक गरम करके ढलवाँ लोहे के बने स्तम्भों में जिन्हें “अपचायक” (reducer) कहते हैं, “जल-गैस” (watergas) के प्रवाह में लाते हैं। “जल-गैस” में २२ प्रतिशत कार्बन एक्साइड, ६० प्रतिशत हाइड्रोजन और ४ प्रतिशत कार्बन ड्वाइऑक्साइड होता है। इस अवस्था में लोह ऑक्साइड का तो अपचयन नहीं होता, पर निकेल ऑक्साइड अपचित होकर निकेल बन जाती है—

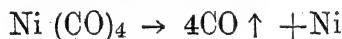


“अपचायक” स्तम्भों से निकाल कर निकेल को “ऊष्मक” (volatiliser) स्थल में ले जाते हैं। यहाँ निकेल का संपर्क कार्बन एक्साइड से ५००-८०० तापक्रम पर होता है। फलतः निकेल कार्बोनिल बनता है—



इस प्रतिक्रिया में ताप पैदा होता है। ऐसा प्रबन्ध रक्खा जाता है कि यह ताप शीघ्र विकीर्ण हो जाय जिससे तापक्रम ६०° से ऊपर न उठे।

इस कार्बोनिल को वाष्पों को अब “विभाजकों” (decomposers) में ले जाया जाता है, जिनका तापक्रम १८०° होता है। यह कार्बोनिल विभक्त होकर शुद्ध निकेल (६६.८%) देता है।



“विभाजक” ढलवाँ लोहे के बेलनाकार बने होते हैं। इनमें एक पर एक ६ बक्से होते हैं। इन्हें उत्पादक गैस के प्रवाह द्वारा गरम रक्खा जाता है।

निकेल का विद्युत् शोधन—२५° पर निकेल अमोनियम सल्फेट, $\text{NiSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, के संतृप्त विलयन के विद्युत् विच्छेदन से शुद्ध निकेल धातु मिलती है। जिस अशुद्ध धातु के टुकड़े का शोधन करना हो उसे एनोड (धनद्वार) बनाते हैं, और शुद्ध निकेल का कैथोड. लेते हैं। निकेल प्लेटिंग विधि भी इसी प्रकार की है।

निकेल का धातु कर्म

अयस्क (५% Cu, २% Ni, कुछ Fe)
 हाथ से चुन कर चुम्बकीय सान्द्रीकरण
 उत्प्लावन विधि से सान्द्रता

SO₂ ← जारण

मैल, कचरा अलग ← जारित अयस्क, क्षेपक भट्टी में

जारित द्रव्य २५% Ni-Cu

गल्य, फेरस सिलिकेट ← भास्म बेसीमर परिवर्तक ← द्रावक-शाल

बेसीमर द्रव्य
 ४०% Cu, ४०% Ni, १% Fe

ऑरफोर्ड विधि

NaHSO₄ और कोक के
 साथ निस्तप्त

ऊपरी तह

CuS
 + Na₂S

नीचे की तह

NiS [Na₂S]

चूर्णक

Na₂S ← गरम पानी

अलग

नमक के साथ निस्तप्त

CuCl₂ → गरम पानी

अलग

सोडा राख के साथ निस्तप्त

निकेल ऑक्साइड

कोक के साथ अपचायक भट्टी में

निकेल

मौरेड-विधि

CuSO₄ ← निष्कर्षक ← १५%
 अलग सल्फ्यूरिक एसिड

अपचायक स्तंभ ← “जल-गैस”
 NiO → Ni (H₂)

ऊष्मक ← CO

Ni → Ni(CO)₄ ↑

↓ CO

विभाजक

Ni(CO)₄ → Ni

निकेल
 ९९.८%

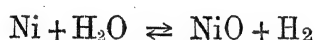
विद्युत् शोधन

अति शुद्ध निकेल

अष्टम समूह के तत्व—(१) कोबल्ट और निकेल ११०९

निकेल के गुण—निकेल धूसर श्वेत मृदु धातु है। यह तन्मय और घर्नवर्धनीय है। इसका द्रवणांक बहुत ऊँचा, 1452° , है, और घनत्व 8.8 । 340° के नीचे यह स्पष्टतः चुम्बकीय है। १ आयतन निकेल १७ आयतन हाइड्रोजन गैस का शोषण करती है।

निकेल हवा में धीरे धीरे उपचित होकर निकेल ऑक्साइड, NiO , देती है, पर यह ऑक्सीजन में शीघ्र जलती है। नाइट्रिक एसिड के योग से यह निष्क्रिय हो जाती है। रक्तताप पर यह पानी की भाप को विभक्त करती है—

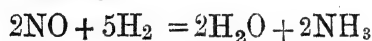


2100° पर निकेल कार्बन को घोल कर निकेल कार्बाइड, Ni_3C , बनाती है, पर ठंडे पड़ने पर यह कार्बाइड विभक्त हो जाता है।

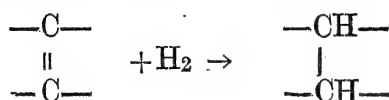
निकेल धातु क्लोरीन के योग से निकेल क्लोराइड देती है। अम्लों का इस पर सरलता से असर नहीं होता। नाइट्रिक एसिड एवं अम्लराज से शीघ्र प्रतिक्रिया करती है। गलित कॉस्टिक पोटाश के साथ भी इस पर असर नहीं होता। इन गुणों के कारण निकेल की मूषायें और चीजों के गलाने के पात्र बनाये जाते हैं।

निकेल के अति महीन चूर्ण में उत्प्रेरक गुण होते हैं, पर इस काम के लिये अति महीन निकेल को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम कर लेना चाहिये जिससे कणों के पृष्ठ पर ऑक्साइड की सूक्ष्म तह न हो। उत्प्रेरक के काम का चूर्ण बहुधा निकेल ऑक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करके बनाया जाता है।

निकेल की उपस्थिति में नाइट्रिक ऑक्साइड और हाइड्रोजन के योग से अमोनिया बनती है—



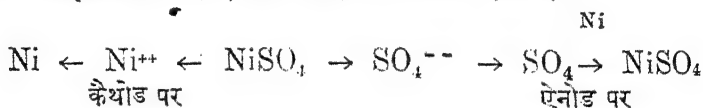
असंतृप्त हाइड्रो कार्बन हाइड्रोजन के योग से संतृप्त हो जाते हैं—



इस विधि से बिनौले आदि के तेलों का “हाइड्रोजनीकरण” किया जाता है, वे दालदा, कोकोजम, मारगरीन, आदि धी के समान पदार्थों में परिणत हो जाते हैं। इन प्रतिक्रियाओं के कारण निकेल का व्यवसाय में बहुत उपयोग है।

बिजली से धातुओं पर निकेल चढ़ाना—क्योंकि निकेल श्वेत, दृढ़ और चमकदार होती है, और हवा-पानी का इस पर असर बहुत ही कम होता है, साधारण धातुओं पर निकेल चढ़ाने की प्रथा है।

इस काम के लिये सेल में विलयन निकेल अमोनियम सल्फेट का लेते हैं। इस विलयन में १०० ग्राम निकेल सल्फेट, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, ३७५ ग्राम निकेल अमोनियम सल्फेट और ५ लीटर पानी लेते हैं। धनद्वार (ऐनोड) शुद्ध ढलवाँ निकेल के दण्ड के होते हैं। जिस पात्र पर निकेल चढ़ानी हो उसे अच्छी तरह साफ करते हैं, और विलयन में इसे कैथोड के रूप में लटकाते हैं। तापक्रम 50° के लगभग होता है। कैथोड के प्रति वर्ग डेसीमीटर क्षेत्र के हिसाब से २.५ ऐम्पीयर धारा का उपयोग होता है।



निकेल की मिश्र धातुयें—निकेल का उपयोग अनेक सिक्कों में और अन्य मिश्र धातुओं में होता है। इसकी निम्न मिश्र धातुयें प्रसिद्ध हैं—

(१) निकेल-क्रोमियम मिश्रधातु।

(२) निकेल-इस्पात (२-५% निकेल)—बन्दूक आदि बनाने के काम में।

(३) ताँबे और निकेल की मिश्र धातुयें—मोनेल धातु, निकेल-कॉसा, क्यूप्रो-निकेल।

(४) ताँबे, निकेल, जस्ते और चाँदी की मिश्र धातुयें—इनके सिक्के बनते हैं—दुअन्नी, चवन्नी।

(५) जर्मन सिलवर—५०% ताँबा, १०-३०% निकेल, २०-३५% जस्ता। इसके थाली आदि बर्तन बनते हैं।

ब्रिटिश सिक्कों में ५% निकेल, ५०% चाँदी, ४०% ताँबा और ५% जस्ता होता है। मोनेल धातु (Monel) में ६०% निकेल, ३३% ताँबा और ७% लोहा होता है। इसका उपयोग जहाजों के प्रोपेलर, टरबाइनों के पंख, पम्प, बॉयलर आदि बनाने में होता है। रासायनिक द्रव्यों का इस पर असर नहीं होता।

निक्रोम (Ni-chrome) तार में ६० भाग निकेल, १५ भाग लोहा, १५ भाग क्रोमियम होता है। यह बिजली की भट्टियाँ बनाने के काम आता है। यह अति ऊँचा तापक्रम सह सकता है।

कान्सटनटन (constantan) इसमें ४०% निकेल और शेष ताँबा होता है।

रेओस्टन (rheostan)—इसमें ५२% ताँबा, १८% जस्ता, २५% निकेल और ५% लोहा होता है।

कान्सटनटन और रेओस्टन के तारों का उपयोग बिजली की अवरोध-तार-कुंडलियाँ (coils) बनाने में होता है।

निकेल ऑक्साइड—निकेल के पाँच ऑक्साइड पाये जाते हैं—

निकेलस ऑक्साइड...Ni O

निकेलो-निकेलिक ऑक्साइड...Ni₃ O₄

निकेल द्विऑक्साइड...Ni O₂

निकेल सेस्क्विऑक्साइड...Ni₂ O₃

निकेल सुपेरोक्साइड...Ni O₄

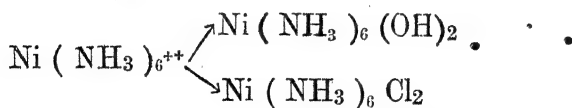
निकेलस ऑक्साइड, Ni O—यह निकेल की भाप में रक्तताप तक गरम करने पर बनता है। निकेलस लवण में कार्बिक सोडा छोड़ने पर जो निकेलस हाइड्रॉक्साइड, Ni (OH)₂, हरे रंग का अवक्षिप्त होता है, उसे गरम करने पर भी निकेलस ऑक्साइड बनता है।

शुद्ध निकेलस ऑक्साइड हरा होता है, और गरम किये जाने पर परिवर्तित नहीं होता। यदि २००° तापक्रम पर इस पर हाइड्रोजन या कार्बन एकॉक्साइड प्रवाहित किया जाय तो यह निकेल धातु देता है—



यह भास्म ऑक्साइड है। अम्लों के योग के निकेलस क्लोराइड देता है।

निकेलस हाइड्रॉक्साइड अमोनिया में घुल कर लवेंडर-नील रंग का विलयन देता है। इसमें Ni (NH₃)₆⁺⁺ आयन होती है। यह भी भास्म प्रकृति की है और ऐसिडों के योग से लवण देती है—



कुछ विलयनों में Ni (NH₃)₄⁺⁺ आयन भी होती है जिसके लवण Ni (NH₃)₄·SO₄·H₂O प्रकार के होते हैं।

निकेलो-निकेलिक ऑक्साइड, Ni₃ O₄— यह भी ज्ञात है।

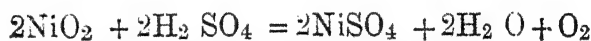
निकेल द्विआक्साइड, NiO_2 — निकेल लवण के क्षारीय विलयन में सोडियम हाइपोक्लोराइट डालने पर एक काला हाइड्रेट, $\text{NiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, प्राप्त होता है—



यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से निकेलस क्लोराइड और क्लोरीन देता है—

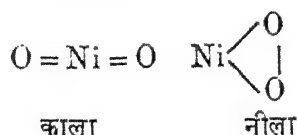


सलफ्यूरिक एसिड के योग से यह निकेलस सल्फेट और ऑक्सीजन देता है—



निकेल क्लोराइड और हाइड्रोजन परीक्साइड के मिश्रण को यदि -40° तक ठंढा कर लें, और फिर इसमें कॉस्टिक पोटाश का ठंढा किया हुआ ऐल-कोहलीय विलयन छोड़ें, तो भी हरे रंग का हाइड्रेटित परीक्साइड मिलता है, जो $\text{NiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ या $\text{NiO} \cdot \text{H}_2\text{O}_2$ है। एसिडों के योग से यह हाइड्रोजन परीक्साइड देता है।

काले और हरे द्विआक्साइडों को निम्न सूत्र से चित्रित करते हैं—



निकेल सुपरौक्साइड, NiO_4 — यह निकेल लवण के क्षारीय विलयन के विद्युत् विच्छेदन से मिलता है।

निकेल सेस्क आक्साइड, Ni_2O_3 — निकेल नाइट्रेट को धीरे धीरे गरम करने पर यह बनता है। अधिक तपाने पर निकेलस आक्साइड बनेगा।

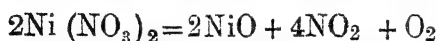
निकेल कार्बोनेट, $\text{NiCO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —यदि सोडियम बाइकार्बोनेट के विलयन को कार्बन द्विआक्साइड से संतृप्त रक्खा जाय और फिर इसमें निकेल सल्फेट का विलयन छोड़ें, तो निकेल कार्बोनेट के हरे मणिम प्राप्त होंगे।

यदि निकेल लवण के विलयन में सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ें तो भास्म निकेल कार्बोनेट, NiCO_3 , न $\text{Ni}(\text{OH})_2$ का अवक्षेप आता है।

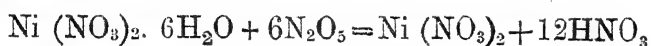
निकेल कार्बोनेट, या भास्म कार्बोनेट को गरम करने पर निकेल आक्साइड रह जाता है।

निकेल नाइट्रेट, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — निकेल धातु नाइट्रिक एसिड में शीघ्र घुल जाती है। विलयन के मणिभीकरण पर निकेल नाइट्रेट के मणिभ प्राप्त होते हैं। १०० ग्राम पानी में २०° पर ५० ग्राम के लगभग निकेल नाइट्रेट घुलता है।

निकेल नाइट्रेट के मणिभों को गरम करने पर पहले तो मणिभीकरण का कुछ पानी निकलता है। पर सब पानी निकलने के पूर्व ही इसका विभाजन आरम्भ हो जाता है, और अन्त में निकेल ऑक्साइड रह जाता है—



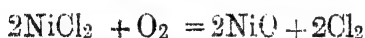
अतः सीधे गरम करके निर्जल निकेल नाइट्रेट नहीं बना सकते। पर यदि हाइड्रेटित लवण पर नाइट्रोजन पंचौक्साइड का योग किया जाय तो निर्जल लवण मिलेगा—



निकेल क्लोराइड, $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —निकेल के महीन चूर्ण पर क्लोरीन की प्रतिक्रिया करने पर निर्जल निकेल क्लोराइड मिलता है।

निकेल धातु को अम्लराज के साथ गरम करने पर जो विलयन मिलता है, उसके मणिभीकरण पर निकेल क्लोराइड षट् हाइड्रेट के मणिभ मिलते हैं। इन मणिभों को गरम करके भी निर्जल क्लोराइड प्राप्त कर सकते हैं। निकेल क्लोराइड पानी में अच्छी तरह विलेय है—१०० ग्राम पानी में २०° पर ३६.१ ग्राम निर्जल लवण घुलता है।

हवा में जारों से गरम करने पर निकेल क्लोराइड विभक्त होकर ऑक्साइड और क्लोरीन देता है—



निर्जल क्लोराइड अमोनिया के योग से एक अस्थायी यौगिक, $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, देता है।

निकेल क्लोराइड अमोनियम क्लोराइड के साथ द्विगुण लवण, $\text{NiCl}_2 \cdot \text{NH}_4\text{Cl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, बनाता है।

निकेल सल्फेट, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —निकेल नाइट्रेट लवण को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर निकेल सल्फेट प्राप्त होता है। इसके विलयन के मणिभीकरण से बहुधा सतहाइड्रेट मणिभ, २० शां १४०

$\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, प्राप्त होते हैं जो हरे हैं। ये एन्सम लवण के समाकृतिक हैं। पर इसका घट्ट हाइड्रेट, $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ भी प्राप्त है, जो नीला है। निर्जल सल्फेट पीला होता है।

निकेल सल्फेट को तपाने पर निकेल ऑक्साइड एवं गन्धक त्रिऑक्साइड प्राप्त होता है।

निकेल सल्फेट अमोनिया गैस के योग से $\text{Ni}(\text{NH}_3)_6\text{SO}_4$ यौगिक देता है।

यदि निर्जल निकेल सल्फेट को सान्द्र अमोनिया विलयन में भोला जाय तो एक अस्थायी नीला यौगिक बनता है जो क्वथामोनियम सल्फेट के समान निकेलामोनियम सल्फेट, $\text{Ni}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, है।

निकेल सल्फेट अमोनियम सल्फेट के साथ एक स्थायी द्विगुण लवण भी बनाता है जिसे निकेल-अमोनियम सल्फेट, $\text{NiSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, कहते हैं। यह पहले कहे गये निकेलामोनियम सल्फेट नामक संकीर्ण यौगिक से भिन्न है।

निकेल सल्फाइड, NiS —कोबाल्ट सल्फाइड के समान अमोनियम सल्फाइड के योग से (अथवा अमोनियम विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करके) काँसा निकेल सल्फाइड अवक्षिप्त होता है।

यह तीन प्रकार का होता है—

- (१) ऐलफा-निकेल सल्फाइड, जो अम्लों में शीघ्र घुलता है।
- (२) बीटा-निकेल सल्फाइड, जो विशेष सान्द्रता के ऐसिड ($2N \text{ HCl}$) में घुलता है।
- (३) गामा निकेल सल्फाइड, जो अम्लों में विलेय नहीं है।

ताजा निकेल सल्फाइड बहुत कुछ ऐलफा-जाति का है, पर यह शीघ्र गामा-जाति में परिणत हो जाता है।

इस आधार पर हम समझ सकते हैं कि यद्यपि निकेल सल्फाइड ग्राम्म विलयनों में हाइड्रोजन सल्फाइड के प्रवाह से अवक्षिप्त नहीं होता, तथापि एक बार क्षारीय विलयन में अवक्षिप्त होने पर यह फिर बार प्रोक्सीमोरिक ऐसिड में नहीं घुलता। अवक्षेप को उबाल लिया जाय, तो यह अम्ल में शीघ्र अविलेय हो जाता है।

अष्टम समूह के तत्त्व—(१) कोबल्ट और निकेल १११५

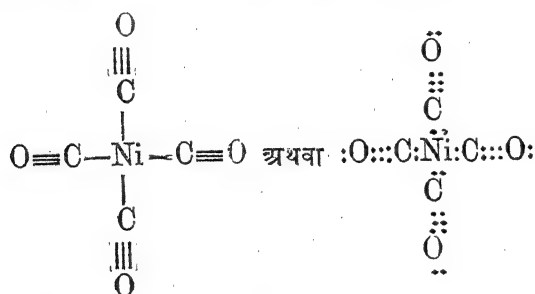
निकेल के कई सल्फाइड, Ni_2S_3 , Ni_3S_4 , NiS_2 , NiS_3 , भी पाये जाते हैं।

निकेल कार्बोनिल—लोहे और कोबल्ट के समान निकेल धातु कार्बन एक्वासाइड के साथ कार्बोनिल यौगिक देती है। निकेल आक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में 400° तक गरम करने पर निकेल धातु मिलती है। यह $30^\circ-40^\circ$ पर कार्बनिक एक्वासाइड के योग से निकेल चतुःकार्बोनिल, $Ni(CO)_4$, देती है। यह नीरंग विषैला द्रव है जिसका ब्वथनांक 43° है। गरम करने पर यह विभक्त होकर निकेल धातु देता है।

निकेल धातु के बनाने की प्रक्रिया में मौड-विधि का उल्लेख किया जा चुका है।

$Ni(CO)_4$ अणु में Ni^{++} के बाह्यतम कक्ष में कोई ऋणाणु नहीं है। कार्बन के बाह्यतम कक्ष में ४, और ऑक्सीजन के बाह्यतम कक्ष में ६ ऋणाणु हैं। अतः $Ni(CO)_4$ में ऋणाणुओं की संख्या $= 0 + (4 + 6) \times 4 = 40$ । कुल ६ परमाणु हैं। अतः प्रत्येक के पूरे अष्टक के लिये सब ऋणाणुओं का योग $= 4 \times 4 = 16$ । अतः संयोज्य बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(40 - 16) = 12$ ।

इस प्रकार निकेल कार्बोनिल का संगठन निम्न हुआ—



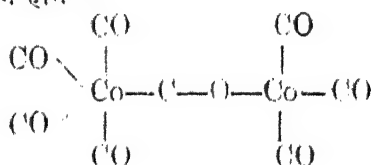
इसे इस प्रकार भी समझ सकते हैं—

कार्बन एक्वासाइड $:C:::O:$ किसी भी धातु के एक परमाणु को २ ऋणाणु दे सकता है। निकेल परमाणु में २८ ऋणाणु हैं। क्रिप्टन में ३६ ऋणाणु हैं। इस स्थायी संगठन तक पहुँचने के लिये निकेल को $36 - 28 = 8$ ऋणाणु और चाहिये। यह ८ ऋणाणु स्पष्टतः कार्बन एक्वासाइड के चार अणुओं से प्राप्त हो सकते हैं, जैसा कि उपर्युक्त संगठन में चित्रित है।

लोहे की परमाणु संख्या २६ है। अतः क्रिप्टन तक पहुँचने के लिये इसे १० ऋणाणु (३६—२६) चाहिये। अतः इसके एक परमाणु से पाँच कार्बन एकोक्साइड संयुक्त होंगे— $\text{Fe}(\text{CO})_5$ ।

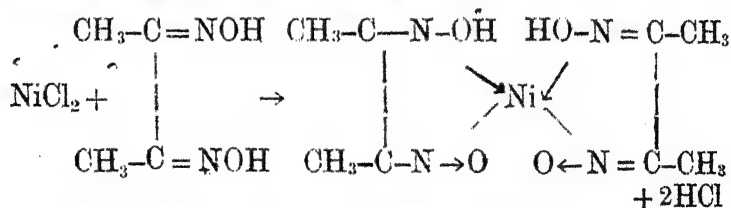
क्रोमियम की परमाणु संख्या २४ है, अतः क्रिप्टन तक पहुँचने के लिये इसे ३६—२४=१२ ऋणाणु चाहिये। अतः क्रोमियम कार्बोनिल $\text{Cr}(\text{CO})_6$ हुआ।

अब कोबल्ट कार्बोनिल $\text{Co}_2(\text{CO})_8$ को लें। कोबल्ट की परमाणु संख्या २७ है। दो कोबल्टों में इस प्रकार ५४ ऋणाणु हूयें। दो क्रिप्टन परमाणुओं के लिये ७२ ऋणाणु चाहिये, अर्थात् क्रिप्टन रचना तक दोनों को पहुँचने के लिए ७२—५४=१८ चाहिये, पर यदि दोनों क्रिप्टन परमाणु साथ साथ जुड़े हों तो १६। इसका अर्थ है, कि ८ कार्बन एकोक्साइड इसके कार्बोनिल में होंगे—



कोबल्ट और निकेल को अलग अलग करना—प्रयोग रसायन में कोबल्ट और निकेल में (१) पोटैशियम नाइट्राइट से, (२) पोटैशियम सायनाइड से, (३) सोडियम बाइकार्बोनेट और ब्रोमीन जल (पालित-परीक्षण) से, (४) वारेख मणि बना कर और (५) द्विमेथिल ग्लाइऑक्ज़ाइम से भेद कर सकते हैं—

द्विमेथिल ग्लाइऑक्ज़ाइम—निकेल लवणों के शिथिल या क्षारीय विलयनों में द्विमेथिल ग्लाइऑक्ज़ाइम डालने पर लाल सिंदूरी रंग का अवक्षेप आता है। निम्न यौगिक बनता है—



पालित परीक्षण—कोबल्ट और निकेल सल्फाइडों को सान्द्र हाइड्रो-

क्लोरिक ऐसिड और पोटैसियम क्लोरेट (२ - ४ रवे) के मिश्रण में गरम करके धोलो । अब विलयन को छान कर प्याली में उड़ा कर सुखा लो । सूखे क्लोराइडों को पानी में धोल कर सोडियम बाइकार्बोनेट आधिक्य में डालो । सोडियम कोबल्टोकार्बोनेट का गुलाबी अवक्षेप आवेगा जो ब्रोमीन जल मिलाने पर सेब के समान हरा रंग देगा ।

विलयन को गरम करो । अगर केवल कोबल्ट है, तो हरे रंग में परिवर्तन न होगा । पर यदि विलयन काला पड़ जाय (काला दर्पण आवे) तो समझना चाहिये कि निकेल भी उपस्थित है । निकेल लवण सोडियम बाइकार्बोनेट के साथ निकेल भास्म कार्बोनेट देता है जो ब्रोमीन के साथ गरम करने पर काला निकेल ऑक्साइड देता है ।

पोटैसियम सायनाइड के साथ प्रयोग—निकेल और कोबल्ट के मिश्रित सलफाइडों को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और पोटैसियम क्लोरेट के साथ गरम करके धोलो । विलयन को सुखा लो । अब पानी में धोल कर इसमें पोटैसियम सायनाइड का विलयन डालो । सायनाइड के आधिक्य में यह पोटैसियम कोबल्टोसायनाइड, $K_4Co(CN)_6$, देगा जो विलयन में रहेगा । यह और गरम करने पर पोटैसियम कोबल्टसायनाइड, $K_3Co(CN)_6$, हो जायगा ।

इसी परिस्थिति में निकेल केवल लाल द्विगुण लवण, $Ni(CN)_2 \cdot 2KCN$ या $K_2Ni(CN)_4 \cdot H_2O$ देता है । यह ऐसिडों के योग से साधारण लवण बन जाता है । और कास्टिक सोडा के साथ गरम होने पर निकेल ऑक्साइड का काला अवक्षेप देता है ।

पोटैसियम नाइट्राइट से प्रयोग—पोटैसियम नाइट्राइट ऐसीटिक ऐसिड माध्यम में कोबल्ट लवण के साथ पीला अवक्षेप पोटैसियम कोबल्ट-नाइट्राइट, $K_3Co(NO_2)_6$, का देता है ।

निकेल के लवण इस परिस्थिति में केवल विलेय द्विगुण लवण, $Ni(NO_2)_2 \cdot 4KNO_2$ देते हैं ।

बोरेक्स फुल्लिका से प्रयोग—कोबल्ट लवण बोरेक्स फुल्लिका के साथ गलाने पर नीले रंग की फुल्लिका देते हैं, पर निकेल के लवण अपचायक ज्वाला में धूसर रंग की फुल्लिका और उपचायक ज्वाला में गरम होने पर वैजनी रंग की, पर ठंडे पड़ने पर भूरे रंग की फुल्लिका देते हैं ।

प्रश्न

१. कोबाल्ट के कौन से अयस्क प्राप्त हैं और इनसे कोबाल्ट धातु कैसे तैयार करते हैं ?
२. कोबाल्ट लवणों की पहिचान कैसे की जाती है ? इस संबंध में सायनाइड परीक्षण, पालित परीक्षण और बोरेक्स फुल्लिका परीक्षण दो।
३. सोडियम कोबाल्ट-नाइट्राइट क्या है ? इसका प्रयोग क्या है ?
४. कोबाल्ट सल्फाइड और निकेल सल्फाइड में क्या अन्तर है ? दोनों के मिश्रणों की पहिचान कैसे करोगे ?
५. निकेल कार्बोनील क्या है ? मौल्य विधि में इसका क्या उपयोग है ?
६. निकेल और ताम्र लवणों की तुलना करो।
७. निकेल के अयस्क से निकेल धातु कैसे तैयार करोगे ? इससे वही प्रमुख मिश्रधातुयें कौन कौन सी हैं ?
८. कोबाल्टिंग पर सूक्ष्म लेख लिखो।

अध्याय २६

अष्टम समूह के तत्त्व—(३) प्लैटिनम वर्ग

[Platinum Group]

भारत के प्राचीन इतिहास में तो प्लैटिनम का उल्लेख नहीं आता, पर अन्य देशों में इसका इतिहास बहुत पुराना है। बर्थेलो (Berthelot) ने एक ऐसी मिश्रधातु का उल्लेख किया है जो प्लैटिनम, स्वर्ण और इरीडियम की बनी हुई थी और जो ईसा से ७ शताब्दी पूर्व थीबीज़ (Thebes) के चित्राचरों में प्रयुक्त हुई थी। सन् १६०० के निकट जूलियस स्केलिंगर (J. Scalinger) ने एक अगल्य श्वेत धातु का उल्लेख किया। सन् १७४१ में चार्ल्स वुड (Wood) नामक खनिजवेत्ता इंग्लैंड में पहली बार इस विचित्र धातु को ले गया, वहाँ इसके विवरण को पढ़ कर इंग्लैंडवासियों का ध्यान इस ओर आकर्षित हुआ। साधारणतः इस नये धुन में प्लैटिनम के आविष्कार का श्रेय कोई तो उल्लोआ (Ulloa) को देते हैं, जो स्पेन का माही था और जिसने दक्षिणी अमरीका में सन् १७३५ में एक ऐसी धातु पायी थी जो गलायी न जा सकी। ब्राउनरिंग (Brownrig) ने भी १७५० में इस धातु की अच्छी व्याख्या की थी। उल्लोआ, वुड, या ब्राउनरिंग किसी को भी इस प्रकार इसका “आविष्कारक” कहा जा सकता है।

ऐसा प्रतीत है कि प्लैटिनम सबसे पहले सन् १७५८ में गलाया जा सका, और १७७२ में पीट कर इसका पत्र खींच कर इसका तार बनाया जा सका। फिलाडेलफिया के रावर्ट हेयर (Hare) ने १८१० के लगभग “नल-धौंकनी” (blowpipe) का आविष्कार किया, और ऑक्स-हाइड्रोजन ज्वाला का उपयोग किया। इसकी सहायता से प्लैटिनम का गलाना सरल हो गया। सन् १८५६ में डेब्रे (Debrey) और डेविल (Deville) ने प्लैटिनम गलाने में चूने की सूषा का उपयोग किया।

इन दिनों प्लैटिनम वर्ग का केवल एक तत्त्व ही ज्ञात था, और यह प्लैटिनम दक्षिणी अमरीका से आता था। स्पेन के राज्य ने प्लैटिनम के देश में प्रवेश होने पर प्रतिबन्ध लगा दिया, क्योंकि लोग इसे सोने के सिक्कों में मिला देते थे। प्लैटिनम वर्ग का दूसरा तत्त्व सन् १८०३ में पता लगा। सन् १८१६ में थूराल पर्वतों में प्लैटिनम का पता चला। सन् १८२८ में रूस में प्लैटिनम के सिक्के बनने लगे, पर सन् १८४६ में इन सिक्कों का चलन बन्द कर दिया गया। उन दिनों प्लैटिनम का मूल्य बहुत कम था—इतना कम कि चाँदी के सिक्कों में इनकी मिलावट की जाती थी।

सन् १८०४ में रसायनज्ञों ने प्लैटिनम अयस्क धोलने पर जो काली मिट्टी बचती थी, उसकी परीक्षा आरंभ की। इसी वर्ष टेनेण्ट (Tennant) ने इसमें से दो तत्त्व प्राप्त किये। एक का नाम उसने “इरीडियम” रक्खा (इन्द्रधनुषी तत्त्व) क्योंकि यह अम्लों में घुल कर कई प्रकार के रंग देता था। दूसरे का नाम उसने “ऑसमियम” रक्खा (ग्रीक भाषा में इसका अर्थ वास या गन्ध है) क्योंकि इसके ऑक्साइड में विचित्र गन्ध थी।

ऑसमियम के आविष्कार के कुछ दिनों बाद ही वुल्लेस्टन (Wollaston) ने ओमानियम क्लोराइड द्वारा प्लैटिनम तत्त्व अवक्षिप्त करने के अनन्तर जो मातृद्रव बचा उसमें से एक नये तत्त्व की घोषणा की। इसका नाम “रोडियम” (गुलाबी) रक्खा, क्योंकि इसके लवणों के विलयन गुलाबी रंग के थे। वुल्लेस्टन ने प्लैटिनम तत्त्व के शोधन के समय सन् १८०३ में एक और तत्त्व पाया जिसका नाम उसने “पैलेडियम” रक्खा, इसे नये प्रकार की चाँदी समझा गया था। कोई इसे प्लैटिनम और पारे से युक्त संरस समझते थे। सन् १८०२ में एक उपग्रह “पैलेस” का पता चला था। पैलेडियम तत्त्व का नाम इसी उपग्रह के नाम पर रक्खा गया।

सन् १८२८ में ओसान (Osann) ने प्लैटिनम अयस्क में से एक और तत्त्व पाया। इसका नाम उसने रूस के ही दूसरे नाम रुथेनिया पर “रुथेनियम” रक्खा। संभवतः ओसान का घोषित यह तत्त्व तत्त्व न था संभवतः कुछ तत्त्वों का मिश्रण रहा हो। पर सन् १८४५ में क्लॉस (Claus) ने वैसे ही अयस्कों में से निश्चयपूर्वक एक तत्त्व प्राप्त किया। इसका नाम उसने रुथेनियम ही दिया।

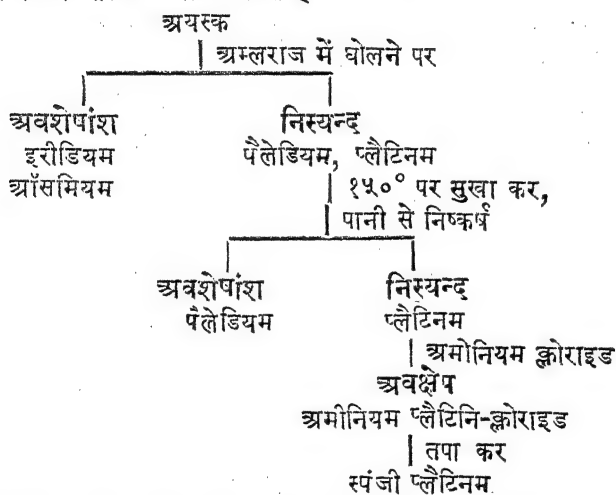
प्लैटिनम अयस्क—स्वर्ण के समान प्लैटिनम भी निष्क्रिय तत्त्व है, और यह मुक्तावस्था में प्रकृति में पाया जाता है। जिन अयस्कों में यह मुक्तावस्था में मिलता है, उनमें थोड़ा सा सोना, चाँदी, ताँबा, लोहा और निकेल भी मिले रहते हैं। प्लैटिनम वर्ग के तत्त्व दक्षिणी अमरीका, यूराल पर्वत, न्यू साउथवेल्स और उत्तरी कैलिफोर्निया की तटस्थ बालू में पाये जाते हैं। प्रकृति में इरिडोस्मिन (ऑसमियम + इरीडियम) मिश्रधातु और कहीं कहीं प्लैटिनम-इरीडियम मिश्रधातु भी पायी जाती हैं। कुछ निकेल के अयस्कों में (पेंटलैण्डाइट) और ताम्र अयस्कों (टेदाहेडाइट) में भी यह तत्त्व पाये जाते हैं। कुछ अयस्कों में प्लैटिनम यौगिक भी कुछ मिलते हैं जैसे स्पेरिलाइट (Sperrylite), जो $PtAs_2$ है, लोराइट, RuS_2 है; कूपराइट $Pt(AsS)_2$ है।

अयस्कों में से प्लैटिनम तत्त्वों की प्राप्ति—प्लैटिनम तत्त्व काँकी भारी होते हैं। (घनत्व १४-१६)। ये अचुम्बकीय हैं, अतः पहले तो कई बार पानी के साथ खलबलाने पर यह नीचे बैठ जाते हैं। चुम्बकीय क्षेत्र के प्रभाव से लोहा और निकेल दूर कर दिये जाते हैं। यदि इनमें स्वर्ण मिला

हो, तो पारे के साथ संरस बना कर इसे अलग कर देते हैं। सल्फाइड अयस्क के सान्द्रीकरण में उत्प्लावन विधि का भी उपयोग करते हैं।

इतना करने के अनन्तर प्लैटिनम वर्ग के तत्वों को आपस में अलग करना है। इसकी दो विधियाँ हैं—विलयन विधि और शुष्क विधि।

विलयन विधि—अयस्क को अम्लराज में घोलते हैं। अविलेय भाग में आँसमियम-इरीडियम, बालू और ग्रेफाइट रहते हैं। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के आधिक्य की उपस्थिति में विलयन को सुखाते हैं। अब शेषांश को 150° तक गरम करके नाइट्रिक एसिड निकाल देते हैं। ऐसा करने पर पैलेडियम पैलेडस अवस्था में परिवर्तित हो जाता है। अब शेषांश को पानी से खलभलाते हैं। विलयन में अमोनियम क्लोराइड का संतृप्त विलयन छोड़ने पर अमोनियम प्लैटिनि-क्लोराइड अवक्षिप्त हो जाता है। इसे छान, धो और तपा कर स्पंजी प्लैटिनम प्राप्त करते हैं।



शुष्क विधि—(डेविल-डेब्रे विधि) Deville's method—कच्ची धातु को क्षेपक भट्टी में गेलीना (PbS) और लिथार्ज (PbO) के साथ तपाते हैं। ऐसा करने पर सीसा धातु द्रवावस्था में मिलती है जिसमें प्लैटिनम धातु घुल कर मिश्र-धातुयें बनाती हैं। इरीडोस्मिन (इरीडियम-आँसमियम) घुलती नहीं, तलैटी में बैठ जाती है। इसे अलग कर लेते हैं। प्लैटिनम-सीसा मिश्रधातु को खर्पर-विधि से प्रतिकृत करके प्लैटिनम अलग कर लेते हैं। इस प्रकार प्राप्त प्लैटिनम को फिर अम्लराज में घोलते हैं। फिर अमोनियम क्लोराइड से अवक्षिप्त करते हैं और अन्त में अवक्षेप को तपा कर विलयन विधि के समान स्पंजी प्लैटिनम प्राप्त कर लेते हैं।

• प्लैटिनम वर्ग के तत्त्वों की पहिचान—यहाँ यह तो संभव नहीं है कि प्लैटिनम वर्ग के सभी तत्त्वों के पृथक्करण की विस्तृत विधि दी जा सके। नीचे की सारणी में कुछ तत्त्वों की पहिचान करने की विधि देते हैं—हम इन तत्त्वों के क्लोराइड मिश्रण से आरंभ करेंगे।

क्लोराइडों के विलयन को आम्ल करते हैं, फिर गरम करके H_2S से संतृप्त करते हैं। जो अवक्षेप आवे, उसे छान कर, धो कर पीले अमोनियम सल्फाइड से प्रभावित करते हैं।

छानने पर—

अवशेषांश—इसमें Ru, Rh, Pd और Os के सल्फाइड हैं। इन्हें $KOH + KClO_3$ के साथ गलाते हैं। पानी से निष्कर्ष करने पर—

अवशेषांश—हाइड्रोजन के प्रवाह में तपाते हैं, HNO_3 से निष्कर्ष करते हैं। अविलेय भाग में Rh या Pd होते हैं। अम्लराज छोड़ने पर—

अव-शेषांश—Rh (रोडियम)

विलयन-उड़ा कर सुखाते हैं। पानी में घोलने पर Na_2CO_3 से शिथिल करते और $Hg(CN)_2$ का विलयन डालते हैं। श्वेत अवक्षेप $Pd(CN)_2$ का आता है। (पैलेडियम)

अवक्षेप

काला। यह Ru का आक्साइड

है। (रूथेनियम)

निस्यन्द

नाइट्रिक ऐसिड के साथ स्रवित करने पर वाष्पशील OsO_4 प्राप्त होता है।

(ऑसमियम)

निस्यन्द—इसमें As, Sb, Sn, Pt, Ir, Au होते हैं। हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड से आम्ल करके अवक्षिप्त सल्फाइडों को Na_2CO_3 और $NaNO_3$ के साथ गलाते हैं। पानी से निष्कर्ष करके As अलग कर देते हैं (आस-नेट बुलता है)। Zn और HCl से अपचित करके, HCl के साथ उबालते हैं। Sn निकल जाता है। धोकर नाइट्रिक और टारटरेरिक ऐसिड के साथ Sb अलग करते हैं। शेषांश को तपाते हैं जिससे Ir अविलेय हो जाता है। हलके अम्लराज का योग करते हैं।

अवशेषांश—Ir (इरीडियम)

निस्यन्द—अधिक अमोनियम क्लोराइड डाल कर वाष्प-ऊष्मक पर सुखाते हैं। एलकोहल मिला कर छानते हैं।

अवशेषांश—Pt (प्लैटिनम)

निस्यन्द— $FeSO_4$ छोड़ने पर अविलेय—Au (स्वर्ण)

प्लैटिनम वर्ग की धातुओं के गुण—नीचे की सारणी में कुछ भौतिक गुण दिये जाते हैं।

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु-भार	द्रवणांक	कथनांक	घनत्व	आवेशनिक ताप
४४	रुथेनियम	Ru	१०१.७	२४५०°	३५२०°	१२.१०	०.०६११
४५	रोडियम	Rh	१०२.९१	१६६६°	२५००°	१२.४०	०.०५८
४६	पैलेडियम	Pd	१०६.७	१५५३°	२२००°	१२.१	०.०५५५
७६	ऑसमियम	Os	१९०.२	२७००°	५३००°	२२.५०	०.०३१२
७७	इरीडियम	Ir	१९३.१	२४४०°	४४००°	२२.४२१	०.०३२३
७८	प्लैटिनम	Pt	१९५.२३	१७७३.५°	४३००°	२१.४०	०.०३१६

इस वर्ग की समस्त धातुयें श्वेत हैं, और हवा में इन पर जंग नहीं लगता। ये सभी धातुयें महीन चूर्ण की अवस्था में अथवा श्लैष (कोलायडीय) अवस्था में अच्छी उत्प्रेरक हैं। अम्लराज में रोडियम और इरीडियम नहीं घुलता। रुथेनियम धीरे धीरे घुलता है। शेष तीनों घुल जाते हैं। ऑसमियम घुल कर OsO_4 देता है जो वाष्पशील यौगिक है।

अकैले नाइट्रिक एसिड में केवल पैलेडियम घुलता है (जो चाँदी के समान है)। इस वर्ग के तत्त्वों में केवल पैलेडियम ही सल्फ्यूरिक एसिड में घुलता है (धीरे धीरे घुल कर पैलेडस सल्फेट, $PdSO_4$, बनता है)।

पोटैसियम नाइट्रेट और कॉस्टिक पोटाश के मिश्रण के साथ गलाने पर रुथेनियम तो हरा विलेय पदार्थ, पोटैसियम रुथेनेट, K_2RuO_4 , देता है, ऑसमियम विलेय पोटैसियम ऑसमेट, K_2OsO_4 , देता है। इरीडियम विलेय और अविलेय दोनों प्रकार के इरेडेट देता है। रोडियम और पैलेडियम केवल उपचित हो जाते हैं। प्लैटिनम पर थोड़ा सा प्रभाव पड़ता है।

लोहे, रुथेनियम और ऑसमियम की समानतायें—अष्टम समूह में ये तीनों तत्त्व एक ही सीध में हैं। अतः इनमें बहुत कुछ समानतायें भी हैं। इन तीनों तत्त्वों के द्विक्लोराइड, Cl_2 , और त्रिक्लोराइड, Cl_3 , बनते हैं। यद्यपि लोहा संकीर्ण क्लोरो-यौगिक नहीं बनाता (यद्यपि $FeCl_3$, KCl को $KFeCl_4$ मान सकते हैं) पर रुथेनियम से क्लोरोरुथेनाइट, K_2RuCl_5 , और ऑसमियम से क्लोरोऑसमाइट, K_2OsCl_6 , और क्लोरोऑसमेट,

$K_4O_8Cl_6$ भी पाये जाते हैं। तीनों धातुओं में केवल ध O_3 जाति के ऑक्साइड की समानता है। फेरोसायनाइड के समान रूथेनोसायनाइड, $K_4Ru(CN)_6$ और ऑसमोसायनाइड, $K_4Os(CN)_6$ भी मिलते हैं। ये तीनों समाकृतिक हैं। पर फेरिसायनाइड के समाकृतिक यौगिक रूथेनियम और ऑसमिरियम के नहीं पाये जाते।

कोबल्ट, रोडियम, और इरीडियम की समानतायें—ये तीनों तत्त्व एक सीध में हैं। कोबल्ट के स्थायी लवणों में इसकी संयोज्यता २ है, केवल कोबल्ट-नाइट्राइट और कोबल्ट-सायनाइड में संयोज्यता ३ है। पर रोडियम और इरीडियम के यौगिकों में संयोज्यता ३ है (जैसे क्लोराइड $CoCl_3$, $RhCl_3$ और $IrCl_3$) इनके द्विगुण हैलाइड ध $RhCl_6$ और ध $IrCl_6$ है। कोबल्ट के कुछ द्विगुण हैलाइड Na_2CoH_3 और Li_2CoCl_4 हैं। तीनों तत्त्वों के सेस्क्विऑक्साइड, ध O_3 , और द्विऑक्साइड, ध O_2 , पाये जाते हैं, यद्यपि एक्वासाइड केवल कोबल्ट का ज्ञात है। द्विऑक्साइड की प्रकृति कुछ आम्ल है जिससे कोबल्टाइट, रोडाइट और इरीडाइट यौगिक भी बनते हैं। तीनों के सरल सल्फेट, ध SO_4 के जाति के और फिटकरियाँ, K_3SO_4 , ध $(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, रूप की प्राप्त हैं। द्विगुण सायनाइड, K_5 ध $(CN)_6$ रूप के भी ज्ञात हैं, पर केवल कोबल्ट का कोबल्टोसायनाइड, $K_4Co(CN)_6$ भी मिलता है। तीनों के संकीर्ण नाइट्राइट, K_3 ध $(NO_2)_6$ भी मिलते हैं—कोबल्टनाइट्राइट, रोडिनाइट्राइट और इरीडिनाइट्राइट। पोटैसियम कोबल्ट- , और रोडि-नाइट्राइट अविलेय हैं।

निकेल, पैलेडियम और प्लैटिनम में समानतायें—ये तीनों तत्त्व क्रमशः ताम्र, रजत और स्वर्ण से भी मिलते जुलते हैं। निकेल और प्लैटिनम धातुयें साधारण तापक्रम पर ही हाइड्रोजन का शोषण करती हैं। पर शोषण का यह गुण पैलेडियम में तो सबसे अधिक है—यह अपने आयतन का ८५० गुना आयतन हाइड्रोजन शोषण करता है। तीनों धातुओं के द्विक्लोराइड, ध Cl_2 , ज्ञात हैं, पैलेडियम और प्लैटिनम के द्विगुण क्लोराइड, ध 2 ध Cl_4 , भी पाये जाते हैं, पर निकेल के नहीं। पैलेडियम और प्लैटिनम के त्रिक्लोराइड और द्विगुण लवण, जैसे ध 2 ध Cl_3 और ध 4 ध Cl_6 भी पाये जाते हैं। पर निकेल के ऐसे यौगिक नहीं बनते।

ये तीनों तत्त्व ध O और ध O_2 रूप के ऑक्साइड देते हैं। निकेल और प्लैटिनम के ध O_4 ऑक्साइड भी होते हैं, पर केवल प्लैटिनम का सेस्क्वि-

ऑक्साइड, Pt_2O_3 , पाया जाता है। ये तीनों धातुयें अति महीन धूर्ण होने पर कार्बन एक्साइड गैस शोषित करती हैं, पर तीनों में केवल निकेल का कार्बोनील यौगिक बनता है। ये तीनों धातुयें द्विगुण सायनाइड K_2 घ (CN) $_4$, के रूप का देती हैं। निकेल और पैलेडियम लवण द्विमैथिल ग्लाइऑक्ज़ाइम से अवक्षेप देते हैं पर प्लैटिनम का अवक्षेप उबालने पर ही, और वह भी अपूर्ण आता है।

रुथेनियम

[Ruthenium]

दक्षिणी अफ्रीका में जो ऑसमिरीडियम (Osmiridium) पाया जाता है। उसमें १५.५ प्रतिशत रुथेनियम भी होता है। इसमें से रुथेनियम पृथक् किया जाता है। यह देखने में प्लैटिनम सा लगता है, पर उसकी अपेक्षा अधिक कठोर और भंगुर है। ऑसमियम को छोड़ कर शेष सभी धातुओं की अपेक्षा यह अधिक अगल्य है। यह २.३° के (Kelvin) तापक्रम के नीचे अतिचालक (Superconductor) है, इस तापक्रम के नीचे इसकी अवरोधता शून्य हो जाती है। यह हाइड्रोजन का शोषण करता है।

रुथेनियम लवणों पर अपचायक पदार्थों के योग से श्लैष (कोलायडीय) रुथेनियम बना सकते हैं। अमोनियम क्लोररुथेनेट को तपाने पर रुथेनियम स्पंज तैयार होता है। रुथेनियम-यशद मिश्र धातु को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर विस्फोटक रुथेनियम तैयार होता है। हवा के प्रभाव में यह विस्फोटक है। बुन्सन का कहना है कि यह साधारण रुथेनियम का अस्थायी रूपान्तर है। स्थायी बनने के प्रयास में यह विस्फोट देता है।

हवा में रुथेनियम गलाये जाने पर यह ऑक्सीजन का शोषण करता है। ऑक्सीजन में गरम करने पर यह भूरा ऑक्साइड, RuO_2 , देता है। ६००° के ऊपर कुछ चतुःऑक्साइड, RuO_4 , भी बनता है। ऊँचे तापक्रम पर यह फ्लोरीन और क्लोरीन से भी संयुक्त होता है।

रुथेनियम अम्लराज में धीरे धीरे विलेय है। पोटैसियम हाइड्रैक्साइड और पोटैसियम नाइट्रेट के मिश्रण के साथ आसानी से गल कर रुथेनेट, K_2RuO_4 , देता है। सोडियम परैक्साइड के साथ भी गलाया जा सकता है। सोडियम हाइपोक्लोराइट के साथ गलाने पर सोडियम रुथेनेट या चतुःऑक्साइड, RuO_4 , देता है।

रुथेनियम के यौगिक प्लैटिनम यौगिकों से मिलते जुलते हैं। इसकी १ से ८ तक सभी संयोज्यतायें इन यौगिकों में पायी जाती हैं।

इसका चतुःऑक्साइड वाष्पशील है। इसमें ओज़ोन की सी गन्ध होती है। यह पीले मणिभों के रूप में (द्रवणांक 25°), और भूरे मणिभ के रूप में (द्रवणांक 27°) पाया जाता है।

रुथेनियम के तीन कार्बोनिल $\text{Ru}(\text{CO})$, $\text{Ru}(\text{CO})_5$ और $\text{Ru}(\text{CO})_6$ मिलते हैं। इन में से पंचकार्बोनिल वाष्पशील द्रव है। यही सब से अधिक स्थायी है।

पोटैसियम नाइट्रोप्रशाइड के समान $\text{K}_2[\text{Ru}(\text{CN})_5 \cdot \text{NO}] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ यौगिक भी पाया गया है।

रुथेनियम के तीन क्लोराइड, RuCl_2 , RuCl और $\text{RuCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ पाये जाते हैं। इसका फ्लोराइड RF_5 है। इसके सल्फाइड Ru_2S , RuS , और RuS_2 हैं। इसका सल्फेट $\text{Ru}(\text{SO}_4)_2$ भी मिलता है। इसका संकीर्ण सायनाइड, $\text{K}_4\text{Ru}(\text{CN})$ है।

रोडियम

[Rhodium]

प्लैटिनम वर्गीय धातुओं के सभी अयस्कों में रोडियम पाया जाता है। ब्रेज़िल के प्लैटिनिरीडियम मिश्रधातु में 6.6% रोडियम है। रोडियम की प्रकृति पूर्णतः भास्म है। यौगिकों में इसकी संयोज्यता अधिकतर तीन है।

इसके ऑक्साइड, Rh_2O_3 , $\text{RhO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, और RhO_3 पाये जाते हैं। स्थायी क्लोराइड, RhCl_3 है, जो पानी और अम्लों में अविलेय है। एक क्लोराइड, RhCl_2 भी पाया जाता है। त्रिक्लोराइड चार क्लोराइडों के साथ द्विगुण लवण, K_3RhCl_6 और K_2RhCl_5 भी बनाता है। ये संकीर्ण लवण नहीं प्रत्युत द्विगुण लवण (3KCl , RhCl_3) हैं। रोडियम का फ्लोराइड RhF_3 है।

रोडियम मध्यम रक्तताप पर गन्धक से युक्त होकर सल्फाइड, RhS , देता है। सेस्क्वि सल्फाइड, Rh_2S_3 , शुष्क रोडियम क्लोराइड को हाइड्रोजन सल्फाइड में 360° पर गरम करने से अथवा क्लोराइड के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर बनता है।

रोडियम का संलफेट $Rh_2(SO_4)_3$ भी ज्ञात है जो त्रिऑक्साइड को सलफ्यूरिक एसिड में घोलने पर बनता है। यह फिटकरियाँ भी देता है।

रोडियम लवण अमोनिया के योग से कोबल्टैमिनो के समान रोडैमिन देते हैं— $[Rh(NH_3)_6] Y_2$; $[Rh(H_2O)(NH_3)_5] Y_3$ आदि।

$RhCl_3$ (लाल)

H_2S	अमोनियम	$NaOH$	KCl	$KCNs$	Zn
	सलफाइड		संतुप्त		
Rh_2S_3 Rh_2S_5	$Rh(OH)_3$	K_2RhCl_5	पीला रंग	रोडियम	
भूराश्याम गहराभूरा	पीला भूरा	लाल अवक्षेप		धातु,	
अविलेय					

पैलेडियम

[Palladium]

प्लैटिनम के साथ यह ०.५% या कम अयस्कों में पाया जाता है। यह श्वेत धातु है। पैलेडियम प्लैटिनम की अपेक्षा अधिक कठोर पर बहुत तन्य और घनवर्धनीय है। गरम करने पर यह मृदु पड़ जाता है। यह द्रवणांक (1553°) से नीचे ही उड़ने लगता है। इसकी वाष्प हरी होती है।

पैलेडियम क्लोराइड को एक्रोलीन या हाइड्रोजीन हाइड्रेट के साथ अपचित करके श्लैष या कोलायडीय पैलेडियम बनाते हैं। यह अच्छा उत्प्रेरक है। हाइड्रोजन परोक्साइड को शीघ्र विभक्त करता है। कोलायडीय विलय गैसों का शोषण बहुत करता है (६२६-२६५२ आयतन हाइड्रोजन तक)।

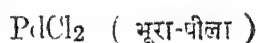
अमोनियम क्लोरोपैलेडेट, $(NH_4)_2 PdCl_4$, को तपाकर पैलेडियम स्पंज तैयार करते हैं। यह स्पंज 20° पर ६६१ आयतन हाइड्रोजन शोषण करता है। यह प्लैटिनम स्पंज से भी अच्छा उत्प्रेरक बताया जाता है।

पैलेडियम लवणों को सोडियम फॉर्मेट से अपचित करके पैलेडियम-श्याम बनाया जाता है। यह धातु और ऑक्साइड का मिश्रण है। यह भी हाइड्रोजन शोषण करता है। साधारण तापक्रम पर ३६ आयतन कार्बन एकाक्साइड का भी शोषण होता है।

पैलेडियम मध्यम रक्तताप पर ऑक्सीजन के साथ एकाक्साइड, PdO , देता है। ऊँचे तापक्रमों पर हैलोजनों के साथ $PdCl_2$, PdF_2 , PdF_3 आदि

यौगिक देता है। गरम किये जाने पर गन्धक के साथ सलफाइड, PdS , देता है। सान्द्र नाइट्रिक एसिड अथवा अम्लराज में पैलेडियम घुलता है।

पैलेडियम दो श्रेणियों के यौगिक देता है—पैलेडस जिसमें संयोज्यता २ है, और पैलेडिक, जिसमें संयोज्यता ४ है। इनमें से पैलेडस लवण अधिक स्थायी और प्रसिद्ध हैं जैसे क्लोराइड, $PdCl_2$; सलफाइड, PdS ; सलफेट, $PdSO_4$; सायनाइड, $Pd(CN)_2$; और नाइट्रेट, $Pd(NO_3)_2$ । क्लोराइड की कुछ प्रतिक्रियायें नीचे देते हैं—



H_2S	अमान्य	$NaOH$	KCl	KI	KCN	$KCNS$	Zn
सलफाइड		भंगुर	भंगुर				
PdS	PdS भास्म लवण	K_2PdCl_4	PdH_2	$Pd(CN)_2$	कुछ	Pd	
भूरा-श्याम काजा	आधिक्य	लाल अवक्षेप	अवक्षिप्त श्वेत	नहीं	धातु		
अविलेय	में विलेय		आधिक्य अवक्षेप	में विलेय			

ऑसमियम, Os

[Osmium]

यह प्राकृतिक मिश्रधातु ऑसमिडियम से प्राप्त किया जाता है, इसमें २७.२ से ४५.६ प्रतिशत तक ऑसमियम होता है।

ऑसमियम—यशद मिश्रधातु को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर ऑसमियम धातु मणिभीय रूप में प्राप्त होती है। यह भंगुर, कठोर और सर्वाधिक घनत्व का है (इससे भारी और कोई धातु नहीं)। प्लैटिनम वर्ग की सब धातुओं से अधिक ऊँचा इसका द्रवणांक है।

पोटैसियम ऑसमेट, K_2OsO_4 , के अपचयन से श्लेष (कोलायडीय) ऑसमियम प्राप्त होता है। यह अच्छा उत्प्रेरक है। असंतृप्त यौगिकों का यह हाइड्रोजनीकरण करता है। हाइड्रोजन द्वारा फॉर्मेलडीहाइड को मेथिल एल्कोहल में परिणत करता है।

ऑसमियम अकेला प्लैटिनम वर्ग का ऐसा तत्त्व है जो ऑक्सीजन से सीधे संयुक्त हो सकता है। यह भाप द्वारा अपचित होता है। ऑसमियम

चतुरौक्साइड, OsO_4 , बनता है जिसमें दुर्गन्ध होती है। यह वाष्पशील है। यह पानी, एलकोहल, ईथर आदि में विलेय है।

ऑसमियम धातु गरम होने पर फ्लोरीन और क्लोरीन से संयुक्त होकर क्लोराइड, $OsCl_4$ और फ्लोराइड OsF_4 देती है। दूसरे हैलाइड $OsCl_2$, $OsCl_3$, OsF_6 और OsF_8 हैं। चतुःक्लोराइड, $OsCl_4$, का ऊर्ध्वपातन भी किया जा सकता है।

ऑसमियम चतुरौक्साइड, OsO_4 हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से निम्न प्रतिक्रिया देता है—

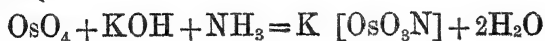


यह ऑक्साइड द्विगुण लवण जैसे $OsO_4 \cdot 2KOH$ और $OsO_4 \cdot Ba(OH)_2$ भी बनाता है। इसी प्रकार सीज़ियम फ्लोराइड और रूबीडियम फ्लोराइड के साथ $OsO_4 \cdot 2CsF$, और $OsO_4 \cdot 2RbF$ भी बनते हैं।

ऑसमियम के सल्फाइड OsS_2 और OsS_4 और सायनाइड, $Os(CN)_2$, भी ज्ञात हैं।

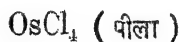
ऑसमिल यौगिक जैसे पोटैसियम ऑसमिल नाइट्राइट, $K_2[(OsO_2)(NO_2)_4]$ भी ज्ञात है।

ऑसमियम चतुरौक्साइड को कॉस्टिक पोटाश में घोल कर ठंडे विलयन में अमोनिया प्रवाहित करने पर नारंगी रंग के रवे पोटैसियम ऑसमियेमेट के प्राप्त होते हैं—



इसी प्रकार ऑसमेट लवण, $K_2 OsO_4$, भी बनने हैं।

ऑसमियम क्लोराइड, $OsCl_4$ के साथ कुछ प्रतिक्रियायें नीचे दी जाती हैं—



H_2S	अमोनियम	$NaOH$	NH_4OH	संतृप्त	KCl	Zn
OsS	सल्फाइड	OsS	गरम	NH_4Cl	संतृप्त	
		$OsO_2 \cdot 2H_2O$	पीत भूरा	लाल अवक्षेप	भूरा अवक्षेप	Os
			भूरा-श्याम	गहरा अवक्षेप	भूरा-लाल अवक्षेप	K_3OsCl_8 धातु
			अविलेय			

इरीडियम, Ir

[Iridium]

यह दो प्राकृतिक मिश्रधातुओं से प्राप्त किया जाता है—ऑसमिरीडियम और प्लैटिनीरीडियम से। पहले में २८-५८% इरीडियम होता है, और दूसरे में २७-७६% तक।

गला हुआ इरीडियम सफेद होता है, कुछ नीली सी आभा होती है। यह कठोर और भंजनशील है। इसके तार नहीं खींचे जा सकते। शुद्ध धातुओं में यह सबसे कठोर है। पहले ऐसा माना जाता था, पर अब लोगों की यह धारणा है कि यह कठोरता अशुद्धियों के कारण है। शुद्ध धातु संभवतः घनवर्धनीय होगी।

इरीडियम-वशद मिश्रधातु को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर विस्फोटक (fulminating) इरीडियम प्राप्त होता है।

इरीडियम क्लोराइड को संरक्षक कोलायड की विद्यमानता में अपचित करने पर श्लैथ (कोलायडीय) इरीडियम मिलता है। इसका रंग लाल से काला तक होता है। यह उत्प्रेरक है।

इरीडियम सेक्वि-ऑक्साइड को क्षारीय विलयन में घोल कर एंहाकोहल छोड़ने और उबालने पर इरीडियम-श्याम (iridium black) बनता है। यह धातु और ऑक्साइड का मिश्रण है।

रक्तताप पर इरीडियम चूर्ण हवा के ऑक्सीजन से संयुक्त होकर ऑक्साइड IrO_2 या Ir_2O_3 देता है। गन्धक के साथ Ir_2S_3 , फॉस्फोरस के साथ Ir_2P भी ऊँचे तापक्रमों पर बनता है। अमोनियम क्लोरोइरिडेट और हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से Ir_2S_3 बनता है, और हाइड्रोजन सेलेनाइड के योग से Ir_2Se_3 । फ्लोरीन (नवजात) इरीडियम के साथ फ्लोराइड, IrF_4 और क्लोरीन क्लोराइड, IrCl_4 , देगी है। यह क्लोराइड अन्य क्लोराइडों के साथ द्विगुण लवण घ 2 $[\text{IrCl}_5]$, घ 2 $[\text{IrCl}_6]$ और घ 3 $[\text{IrCl}_6]$ देते हैं।

इरीडियम के यौगिकों में इसकी संयोज्यता २, ३, और ४ है। इरीडियम के स्थायी यौगिकों में संयोज्यता ३ और ४ है। इरीडियम क्लोराइड के उबलते आम्ल विलयन में बूँद बूँद करके कॉस्टिक पोटाश का विलयन डालने

पर द्विऑक्साइड IrO_2 और इसका हाइड्रेट $\text{IrO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ बनता है। हाइड्रेट नीला, और ऑक्साइड काला चूर्ण है।

इरीडियम का सेस्क्वि सल्फेट, $\text{Ir}_2(\text{SO}_4)_3$, फिटकरियाँ भी देता है।

इरीडियम के संकीर्ण सायनाइड, पोटेसियम इरीडो-सायनाइड, $\text{K}_4[\text{Ir}(\text{CN})_6]$, और स्थायी इरीडो-सायनाइड, $\text{K}_3[\text{Ir}(\text{CN})_6]$, भी बनते हैं।

इरीडियम क्लोराइड के साथ कुछ प्रतिक्रियायें नीचे देते हैं—



गहरा-भूरा

H_2S	अमोनियम सल्फाइड	अमोनिया गरम	संतृप्त NH_4Cl	संतृप्त KCl	KI	Zn
Ir_2S_3	Ir_2S_3	चटक रंग	श्याम अवक्षेप	भूरा-लाल	पीला	Ir
	आधिक्य में विलेय			K_2IrCl_6	रंग धातु	अवक्षेप

प्लैटिनम, Pt

[Platinum]

संधारण प्लैटिनम सान्द्र द्रव्यों में प्लैटिनम ६०-८६ प्रतिशत तक होता है, एवं ऑसमिरीडियम में २ से १० प्रतिशत तक।

प्लैटिनम अयस्क से प्लैटिनम धातु प्राप्त करने की शुष्क और विलयन विधियाँ इस अध्याय के आरंभ में दी जा चुकी हैं। यूराल से प्राप्त अयस्क में ७६.४% प्लैटिनम, ०.४०% स्वर्ण, ११.७% लोहा, ४.३% इरीडियम, ०.३% रोडियम, १.४% पैलेडियम, ४.१% ताँबा, ०.५% ऑसमिरीडियम और कुछ बालू होती है।

धातु कर्म—(१) नाइट (Knight)-विधि—सन् १८०० से यह विधि प्रचलित है। प्लैटिनम अयस्क को अम्लराज में घोलते थे; फिर संतृप्त अमोनियम क्लोराइड विलयन मिला कर अमोनियम क्लोरोप्लैटिनेट का अवक्षेप प्राप्त करते, और इसे सुखा एवं तपा कर घनवर्धनीय प्लैटिनम प्राप्त करते थे।

डेविल (Deville) विधि—इस विधि में अयस्क को चूरा करते हैं और पारे के साथ रगड़ कर सोने का संरस तैयार करते हैं। सोना इस प्रकार

अलग हो जाता है। अब जो अयस्क बचा उसे चूने की मूषा में चूने के साथ तपाते हैं। ऐसा करने पर गन्धक, फॉस्फोरस, सीसा और लोहा—ये अशुद्धियाँ या तो उड़ जाती हैं या चूने में शोषित हो जाती हैं। इस प्रकार जो प्लैटिनम बच रहता है, उसमें ४५ प्रतिशत के लगभग इरीडियम और रोडियम भी होते हैं।

विलयन विधि—सोने को पहले पारे के साथ संरस बना कर पृथक् कर लेते हैं। शेष बचे अयस्क को अभ्रगज में धोलेते हैं। विलयन को गरम करके उड़ाते हैं। सूखे पदार्थ को 125° तक गरम करते हैं। ऐसा करने पर पैलेडियम और रोडियम के अविलेय क्लोराइड, $PdCl_2$ और $RhCl_3$, बर्न जाते हैं। पानी मिला कर इन्हें छान कर अलग कर लेते हैं। प्लैटिनिक क्लोराइड विलयन में रहता है। इसे आम्ल कर लेते हैं।

प्लैटिनम क्लोराइड के विलयन में संतुल अमोनियम क्लोराइड विलयन डालते हैं। ऐसा करने पर अमोनियम क्लोरोप्लैटिनेट का अवक्षेप आता है—



इरीडियम का द्विगुण लवण $(NH_4)_2 IrCl_6$ भी बनता है, पर यह विलेय है। अवक्षेप को छान कर सुखा लेते हैं। इसे तपाने पर स्पंजी प्लैटिनम बनता है।



चूने की मूषा में ऑक्सीजन की उपस्थिति में गरम करके इसका फिर शोधन कर लिया जाता है।

प्लैटिनम के गुण—यह सफेद धातु है जिसका रंग चाँदी और वंग का सा है। इस वर्ग की अन्य धातुओं की अपेक्षा यह मृदु है। इसकी तन्यता और वर्धनीयता चाँदी और सोने के समान है। इसकी विद्युच्चालकता कम है, और ताप-प्रसार गुणक तो अन्य धातुओं की अपेक्षा बहुत ही कम है। इरीडियम से मिल कर इसकी कठोरता बढ़ जाती और तन्यता कम हो जाती है। द्रवणांक से नीचे तापक्रमों पर यह कुछ वाष्पशील भी है। प्लैटिनम अभ्रराज में ही विलेय है।

प्लैटिनीकृत ऐसबेस्टस, (Platinised asbestos)—प्लैटिनम का महीन चूर्ण अच्छा उष्मेरक है। क्लोरोप्लैटिनिक ऐसिड में ऐसबेस्टस भिगो लिया जाय और फिर तपाया जाय, तो प्लैटिनम धातु के महीन कण ऐसबेस्टस पर जमा हो जाते हैं। इसे प्लैटिनीकृत ऐसबेस्टस कहते हैं।

ऐसबेस्टस को प्लैटिनिक क्लोराइड, हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और अमोनियम क्लोराइड के विलयन में डुबो कर सोडियम फॉरमेट से अपचित करने पर भी प्लैटिनीकृत ऐसबेस्टस बन सकता है।

इसका उपयोग उत्प्रेरण में होता है। इसके गरम पृष्ठ पर अमोनिया का उपचयन हो सकता है।

स्पंजी प्लैटिनम (Spongy platinum)—अमोनियम क्लोरोप्लैटिनेट को धीरे धीरे गरम करने पर रन्ध्रमय धूसर वर्ण का हलका सा पदार्थ बनता है। इसे स्पंजी प्लैटिनम कहते हैं। विस्तृत पृष्ठ होने के कारण यह उत्प्रेरण के काम का अच्छा है। यह हाइड्रोजन शक्ति शोषण करता है। हाइड्रोजन शोषण करने के अनन्तर यह हवा में रख दिया जाय तो हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का योग इस तीव्रता से होता है, कि यह दमकने लगता है। डोब-राइनर (Doebreiner) ने इस सिद्धान्त पर स्वतः जलने वाला दीप बनाया।

विस्फोटक प्लैटिनम (Fulminating platinum)—यदि प्लैटिनम को पिघले हुये जस्ते के आधिक्य में घोला जाय, और फिर इसे हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोला जाय जिससे जस्ता घुल जाय, तो जो प्लैटिनम बनता है वह विस्फोटक प्लैटिनम कहलाता है। यह समस्त प्रतिक्रियायें हवा के ऑक्सीजन की विद्यमानता में करनी चाहिये। यह प्लैटिनम क्यों विस्फोटक है, यह कहना कठिन है। संभवतः यह प्लैटिनम का अस्थायी रूपान्तर है। जब यह स्थायी रूपान्तर में परिणत होता है, तो शक्ति विस्फोट के साथ मुक्त होती है।

प्लैटिनम श्याम (Platinum black)—जब प्लैटिनम और ताँबे (या जस्ते) से बनी मिश्रधातु नाइट्रिक ऐसिड से प्रतिकृत की जाती है, तो नवजात हाइड्रोजन प्लैटिनम लवण को अपचित करता है। यह काले चूर्ण के रूप में बैठ जाता है। इसे प्लैटिनम-श्याम कहते हैं।

प्लैटिनिक क्लोराइड को फॉर्मेलडीहाइड के साथ अपचित करके भी इसे बना सकते हैं। एलकोहल या हाइड्रेजीन हाइड्रेट से भी अपचित कर सकते हैं।

प्लैटिनम-श्याम स्पंजी प्लैटिनम से अधिक हाइड्रोजन शोषण करता है (लगभग १६० आयतन)। यह ६० आयतन कार्बन एक्सीसाइड का भी शोषण करता है।

प्लैटिनम-श्याम अनेक उत्प्रेरण-प्रतिक्रियाओं में काम आता है। हाइड्रोजन और ऑक्सीजन दोनों गैसों इसकी उपस्थिति से विस्फोट के साथ

प्रतिकृत होती हैं। स्लूकोज की उपस्थिति में यह नाइट्रिक एसिड को अमोनिया में अपचित करता है, पोटैसियम क्लोरेट या परक्लोरेट को क्लोराइड में और पोटैसियम आयोडेट को आयोडाइड में।

• श्लैप या कोलायडीय प्लैटिनम (Colloidal platinum)—यह या तो ब्रेडिग (Bredig) विधि से पानी में प्लैटिनम तारों के बीच में विद्युत्-चाप स्थापित करके तैयार किया जाता है, अथवा इसे सोडियम लाइसलबेट (lysalsbate) के समान संरक्षण कोलायड को उपस्थिति में प्लैटिनिक क्लोराइड के विलयन को हाइड्रोजन हाइड्रेट या ईथर में घुले फॉस्फोरस द्वारा अपचित करके तैयार करते हैं।

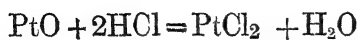
— प्लैटिनम पत्र (Foil)—जब प्लैटिनम के महीन पत्रों में होकर हाइड्रोजन आरपार निकल जाता है, पर मेथेन, नाइट्रोजन, ऑक्सीजन, हीलियम और आर्गन जैसे आरपार नहीं जा सकतीं।

• प्लैटिनम के प्रति विप—प्लैटिनम पर अम्लों और क्षारों का प्रभाव नहीं पड़ता। 250° पर सल्फ्यूरिक एसिड इसे थोड़ा भा घोलता है। पर प्लैटिनम की मूषा में क्षार और सोडियम एवं पोटैसियम नाइट्रेट नहीं गलाने चाहिये, क्योंकि ये प्लैटिनम का कुछ उपचयन कर देते हैं। प्लैटिनम को पोटैसियम सायनाइड भी खा जाता है। दहकते हुये कोयले के संसर्ग में प्लैटिनम भंगुर हो जाता है। रक्त ताप पर आर्सेनिक और फॉस्फोरस भी इसी शीघ्र खा जाते हैं। अतः प्लैटिनम तार से परीक्षा करते समय ध्यान रखना चाहिये कि लवण-मिश्रण में आर्सेनिक तो नहीं है।

प्लैटिनम मूषाओं या तारों को धुँएँदार ज्वाला में नहीं गरम करना चाहिये। और न इन मूषाओं में छत्रा कागज सहित मेगनीशियम पायरो-फॉस्फेट, $Mg_2 P_2 O_7$, को ही गरम करना चाहिये। छन्ने कागज का कार्बन पायरोफॉस्फेट का उपचयन करके फॉस्फोरस मुक्त करेगा जो प्लैटिनम को गला देगा। मूषा के पेंदे में छेद हो जायेंगे।

प्लैटिनम पात्रों की सफाई—प्लैटिनम की कटोरी या मूषा को नम जान्तव कोयले से रगड़ कर साफ करना उचित है। पोटैसियम बाइसलफेट गला कर भी मूषा साफ की जा सकती है।

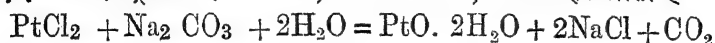
प्लैटिनम ऑक्साइड—प्लैटिनम स्पंज या प्लैटिनम के महीन पत्र गरम करने पर ऑक्सीजन से संयुक्त होकर प्लैटिनम एकॉक्साइड, PtO , देते हैं। यह ऑक्साइड अम्लों में घुल कर प्लैटिनस लवण देता है—



इसे गरम करने पर प्लैटिनम धातु और द्विऑक्साइड, PtO_2 , मिलता है—



प्लैटिनम क्लोराइड के गरम विलयन में सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ने पर हाइड्रेंट एकौक्साइड, $\text{PtO} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, का अवक्षेप आता है—



यह शीघ्र उपचित हो जाता है ताजा अवक्षेप अम्लों में शीघ्र घुलता है पर कार्बन द्विऑक्साइड के वातावरण में सुखाये जाने पर यह अविलेय हो जाता है।

प्लैटिनम त्रिक्लोराइड, PtCl_3 , के विलयन में सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ने पर भूरा अवक्षेप हाइड्रेंट प्लैटिनम सेस्क्विऑक्साइड, Pt_2O_3 , का आता है।

प्लैटिनम चतुःक्लोराइड, PtCl_4 , को कार्बोनेट सोडा के आधिक्य के साथ उबालें, और फिर ऐसीटिक एसिड से शिथिल करें, तो अवक्षेप आता है। इसे 100° पर सुखालें, तो प्लैटिनम द्विऑक्साइड, PtO_2 , मिलेगा। यह स्थायी पदार्थ है। जोरों से तपाने पर यह कुछ ऑक्सीजन दे डालता है और कुछ धातु मिलती है। इसकी प्रकृति आम्ल है। इसे कभी कभी पट् हाइड्रॉक्सि-प्लैटिनिक एसिड भी कहते हैं। यह पोटाश क्षार में घुल कर पोटैसियम पट् हाइड्रॉक्सि-प्लैटिनेट, $\text{K}_2\text{Pt}(\text{OH})_6$, देता है।

पोटैसियम पट् हाइड्रॉक्सि प्लैटिनेट के विलयन के विद्युत् विच्छेदन से (प्लैटिनम ध्रुवदार लेने पर) प्लैटिनम त्रिऑक्साइड, PtO_3 , मिलता है। यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय पर नाइट्रिक एसिड में अविलेय है।

प्लैटिनम हैलाइड— $400^\circ - 600^\circ$ तापक्रम पर प्लैटिनम और फ्लोरीन के योग से प्लैटिनम फ्लोराइड, PtF_2 और PtF_4 , दोनों बनते हैं।

प्लैटिनम के तीन क्लोराइड, PtCl_2 , PtCl_3 और PtCl_4 पाये जाते हैं।

(क) प्लैटिनम-श्याम को 360° पर क्लोरीन में गरम करने पर प्लैटिनम द्विक्लोराइड या प्लैटिनम क्लोराइड, PtCl_2 , बनता है। क्लोरोप्लैटिनस एसिड, H_2PtCl_4 , को 100° तक गरम करने पर भी यह बनता है। यह पानी में अविलेय है, पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल कर क्लोरोप्लैटिनस



इस ऐसिड के लवण स्थायी और महत्व के हैं। वे अधिकतर क्लोरो-प्लैटिनेटों को पोटैसियम ऑक्जोलेट से अपचित करके बनाये जाते हैं।



क्लोरोप्लैटिनाइट पानी में घुल कर लाल विलयन देते हैं। सीसा, चाँदी, पारा और थैलियम के क्लोरोप्लैटिनाइट पानी में बहुत ही कम घुलते हैं।

(ख) प्लैटिनम चतुःक्लोराइड को शुष्क क्लोरीन में 350° तक गरम करके प्लैटिनम त्रिक्लोराइड, PtCl_3 , बनता है। यह उबलते पानी में शीघ्र घुल जाता है पूरे देर तक उबालने पर इसका उदविच्छेदन भी होता है। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ गरम करने पर यह द्विक्लोराइड और चतुःक्लोराइड दोनों देता है।



(ग) क्लोरोप्लैटिनिक ऐसिड को क्लोरीन या हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के प्रवाह में गरम करने पर प्लैटिनम चतुःक्लोराइड या प्लैटिनिक क्लोराइड, PtCl_4 , बनता है। यह लाल भूरे रंग का होता है। हवा में खुले रख छोड़ने पर यह नमी सोख लेता है और चटक पीले रंग का हो जाता है। यह गरम पानी में काफी विलेय है। इसका यह विलयन इतना आम्ल होता है कि कार्बोनेटों से कार्बन डाइऑक्साइड निकालता है। यह विलयन पोटैसियम आयोडाइड के साथ आयोडीन देता है।



इस प्रतिक्रिया के आधार पर प्लैटिनम का अनुमापन (titration) किया जा सकता है।

(घ) क्लोरोप्लैटिनिक ऐसिड, $\text{H}_2 \text{PtCl}_6$ —यह प्लैटिनम को अम्ल-राज में या सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और पोटैसियम क्लोरेट के मिश्रण में गरम करके घोलने पर बनता है। यह प्लैटिनम-स्पंज को क्लोरीन की उपस्थिति में सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में भी घोलने पर बनता है। प्लैटिनम-श्याम हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और हाइड्रोजन परौक्साइड में घोल कर भी इसे बना सकते हैं।

इसके विलयनों को सुखाने पर $\text{H}_2 \text{PtCl}_6 \cdot 6\text{H}_2 \text{O}$ के मणिम मिलते

है। यह विलयन काफी प्रबल अम्ल है, और चारों के योग से क्लोरो-प्लैटिनेट, $\text{H}_2 \text{PtCl}_6$ देता है। इन क्लोरोप्लैटिनेटों में पोटैशियम और अमोनियम लवण अधिक महत्व के हैं। दोनों देखने में एक से हैं, दोनों के मणिम समाकृतिक हैं, और दोनों पानी में कठिनता से घुलते हैं।

अमोनियम लवण $(\text{NH}_4)_2 \text{PtCl}_6$ प्लैटिनम स्पंज बनाने के काम आता है।

प्लैटिनम के ब्रोमाइड और आयोडाइड PtBr_2 , PtBr_3 , PtBr_4 और $\text{H}_2 \text{PtBr}_6$ के समान बनते हैं ($\text{Y} = \text{Cl}$ या Br)। ये सब क्लोराइडों के समान हैं।

प्लैटिनम सलफाइड—प्लैटिनम-स्पंज या प्लैटिनम का महीन चूर्ण गन्धक के साथ गरम किये जाने पर प्लैटिनम एक-सलफाइड, PtS , देता है। क्लोरोप्लैटिनाइट के क्षारीय विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर भी यह बनता है।

यदि प्लैटिनिक क्लोराइड, PtCl_4 , के गरम विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित किया जाय, तो प्लैटिनम द्विसलफाइड, PtS_2 , का काला अवक्षेप आवेगा। यह हवा के ऑक्सीजन का शोषण करके ऑक्सि-सलफाइड, PtOS , $\text{H}_2 \text{O}$, बन जाता है। द्विसलफाइड क्षार और अम्लों में बहुत ही कम घुलता है।

सलफाइडों को तपाने पर प्लैटिनम धातु रह जाती है, और गन्धक उड़ जाता है।

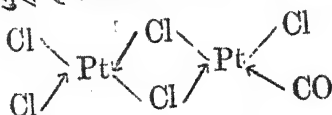
प्लैटिनम सल्फेट, $\text{Pt}(\text{SO}_4)_2$ —प्लैटिनम स्पंज गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में धीरे धीरे घुल कर प्लैटिनम सल्फेट देता है।

अन्य लवण—प्लैटिनम सेलेनियम से संयुक्त होकर सेलेनाइड, PtSe_2 ; टेल्यूरियम के योग से टेल्यूराइड, PtTe_2 और फॉस्फोरस के साथ कई फॉस्फाइडों PtP_2 , PtP , Pt_3P_5 का मिश्रण देता है।

प्लैटिनम आर्सेनाइड, $\text{Pt}_2 \text{As}_3$ प्रकृति में स्फेरिलाइट के रूप में पाया जाता है।

प्लैटिनम क्लोराइड 250° पर कार्बन एक्वाइड के साथ संयुक्त होकर कई कार्बोनील, $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{CO}$; $2\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{CO}$ और $\text{PtCl}_2 \cdot \text{CO}$ देता है। कार्बन एक्वाइड और क्लोरीन की तुल्यगुणक मात्राएँ प्लैटिनम

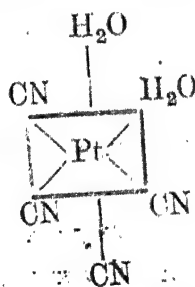
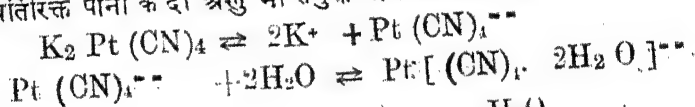
स्वर्ज पर 280° पर प्रवाहित करने पर भी ये कार्बोनिल यौगिक बनते हैं। शुद्ध $\text{PtCl}_2 \cdot \text{CO}$ के रंग पीले होते हैं। इनका द्रवणांक 184° है। इसका अणु सम्भवतः द्विगुण है जिसकी रचना निम्न प्रकार की है—



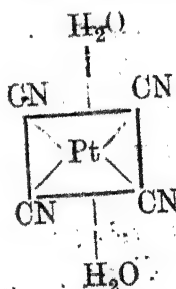
प्लैटिनम के संकीर्ण यौगिक—प्लैटिनम के अनेक संकीर्ण यौगिक पाये जाते हैं जैसे प्लैटिनो-नाइट्राइट, $\text{K}_2 \text{Pt} (\text{NO}_2)_4$ (जो पोटैसियम क्लोरोप्लैटिनाइट और पोटैसियम नाइट्राइट के योग से बनता है।); प्लैटिनोसायनाइड, $\text{K}_2 \text{Pt} (\text{CN})_4$ और बहुत से प्लैटिनेमिन यौगिक।

क्लोरोप्लैटिनिक ऐसिड में बेराइट जल और हाइड्रोसायनिक ऐसिड छोड़ कर मिश्रण को गरम करें, और फिर गंधक द्विआक्साइड तब तक प्रवाहित करें, कि विलयन नीरंग हो जाय, तो बेरियम प्लैटिनोसायनाइड $\text{BaPt} (\text{CN})_4 \cdot \text{H}_2 \text{O}$, बनता है। बेरियम सल्फेट का जो अवक्षेप आता है, उसे छान कर अलग कर देते हैं, और बेरियम प्लैटिनोसायनाइड के मणिभ प्राप्त करते हैं। इसका उपयोग एक्सरश्मि प्रदर्शक दमकने वाले पर्दे बनाने में होता है।

प्लैटिनोसायनाइड बहुधा दो प्रकार के पाये जाते हैं। ये दोनों रेखा-गणितीय समाकृतिक हैं। प्लैटिनम की योजक या सर्वांसख्या (Coordination number) ६ है अतः प्लैटिनो सायनाइड में ४ सायनाइड मूलों के अतिरिक्त पानी के दो अणु भी संयुक्त माने जा सकते हैं—



Cis (अनु-आकृति)



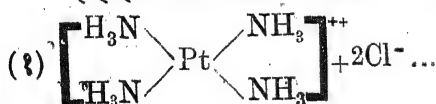
Trans (प्रति-आकृति)

यहाँ चित्र में प्लैटिनोसायनाइड की अनु और प्रति दोनों समाकृतियों को व्यक्त किया गया है।

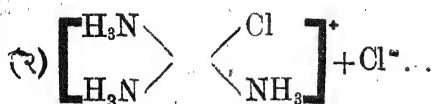
प्लैटिनैमिन (Platinamines)—कोबल्टैमिनो के समान अनेक प्लैटिनैमिन भी ज्ञात हैं। ये दो वर्ग की हैं— एक तो वे जो प्लैटिनस क्लोराइड, $PtCl_2$, से बनी हैं, और दूसरी प्लैटिनिक क्लोराइड, $PtCl_4$, से।

संकीर्ण यौगिक	संकीर्ण मूल की संयोज्यता	सूत्र	प्रतिशत क्लोरीन आयनित
१. चतुः एमिनो प्लैटिनस क्लोराइड	२	$[Pt(NH_3)_4]^{++} Cl_2^{--}$	१००
२. क्लोरो त्रिएमिनो-प्लैटिनस क्लोराइड	१	$[Pt(NH_3)_3Cl]^+ Cl^-$	५०
३. द्विक्लोरो-द्विएमिनो-प्लैटिनम	०	$[Pt(NH_3)_2Cl_2]^0$	०
४. पोटैसियम त्रिक्लोरो-प्लैटिनो एमिन	-१	$K^+ [Pt(NH_3)Cl_3]^-$	०, १K
५. पोटैसियम प्लैटिनोक्लोराइड	-२	$K_2^{++} [PtCl_4]^{--}$	०, २K

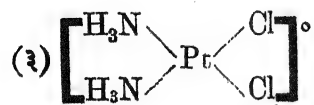
इन्हें हम निम्न प्रकार चित्रित करते हैं—



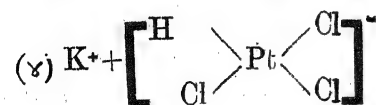
क्लोरीन शत प्रतिशत आयनित। विद्युत्-चालकता अत्यधिक। रजत नाइट्रेट से सम्पूर्ण क्लोरीन अवक्षिप्त।



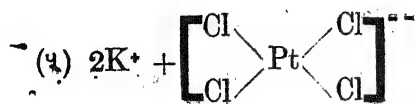
क्लोरीन ५०% आयनित। विद्युत् चालकता १ली की अपेक्षा कम। रजत नाइट्रेट से आधा क्लोरीन अवक्षिप्त।



कुछ भी क्लोरीन नहीं आयनित। विलयन चालक नहीं। रजतनाइट्रेट से अवक्षेप नहीं।



दूसरे के समान ही चालक, पर रजत नाइट्रेट से अवक्षेप नहीं।

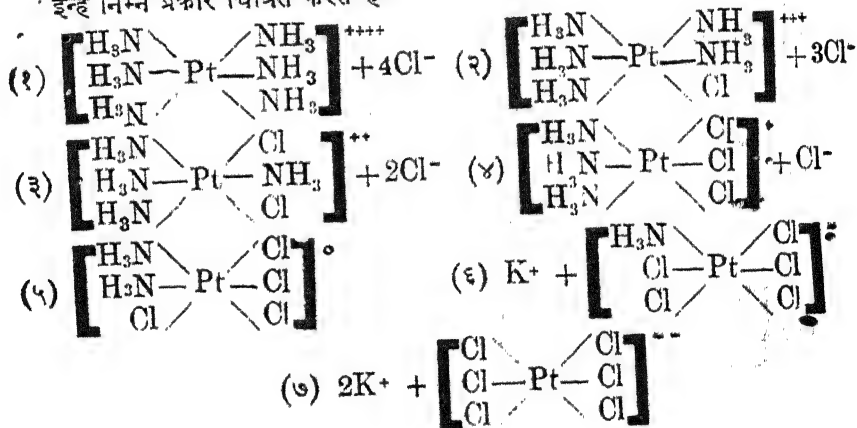


अत्यधिक चालक। प्लैटिनम और सम्पूर्ण क्लोरीन ऋणआयन का अंश। रजत नाइट्रेट से अवक्षेप नहीं।

प्लैटिनिक क्लोराइड संबंधी एमिन

संकीर्ण यौगिक	संयोजकता संकीर्ण मूल की	सूत्र	प्रतिशत क्लोरीन आयनित	वास्तविकता प्रतिशत
१. षडैमिनो प्लैटिनिक क्लोराइड	+ ६	$[Pt(NH_3)_6]^{+++} + 4Cl^-$	१००	५२३
२. क्लोरो पंच-एमिनो	+ ५	$[Pt(NH_3)_5Cl]^{+++} + 3Cl^-$	७५	४०४
३. द्विक्लोरो चतुःएमिनो	+ ४	$[Pt(NH_3)_4Cl_2]^{++} + 2Cl^-$	५०	२२६
४. त्रिक्लोरो त्रिएमिनो	+ ३	$[Pt(NH_3)_3Cl_3]^+ + Cl^-$	२५	६७
५. चतुः क्लोरो द्विएमिनो प्लैटिनम	०	$[Pt(NH_3)_2Cl_4]^0$	०	०
६. पोटैसियम पंचक्लोरो प्लैटिनो एमिन	- १	$K^+ + [Pt(NH_3)Cl_5]^-$	०, १ K ⁺ आयन	१०५
७. पोटैसियम त्रैटिन-क्लोराइड	- २	$2K^+ + [PtCl_6]^{--}$	०, २ K ⁺ आयन	२५६

इन्हें निम्न प्रकार चित्रित करते हैं—



प्रश्न

१. प्लैटिनम वर्ग की धातुओं की विशेषताएँ लिखो।
२. प्लैटिनम धातु अयस्कों में से कैसे तैयार करते हैं ?
३. क्लोरोप्लैटिनिक एसिड, श्लैफ (कोलायडीय) प्लैटिनम, प्लैटिनम सॉल और प्लैटिनम-एयाम क्या है ? इन्हें कैसे तैयार करते हैं ?
४. प्लैटिनम धातु के प्रति विष कौन कौन सी चीज़ें हैं ? प्लैटिनम के वर्तन कैसे साफ करोगे ?
५. प्लैटिनम के प्रमुख यौगिक कैसे तैयार करोगे ?
६. प्लैटिनैमिन पर सूक्ष्म टिप्पणी लिखो।
७. आंसमियम धातु और इसके कुछ यौगिकों का उल्लेख करो।

अध्याय २७

शून्य समूह के तत्त्व

वायु की निष्क्रिय गैसों

[Inert Gases of Atmosphere]

मैंडलीफ के प्रारम्भिक आवर्त-खण्ड-विभाग में कोई शून्य समूह न था। बाद को लॉर्ड रेले (Rayleigh) और सर विलियम रैमज़े (Sir William Ramsay) ने वायुमंडल में से कई ऐसी निष्क्रिय गैसों प्राप्त कीं, जो तत्त्व थीं, और जिन्हें उस समय के संविभाग में कोई स्थान नहीं दिया जा सकता था। रैमज़े का ध्यान तत्काल इस ओर गया कि प्रबल धनात्मक तत्त्व सोडियम, पोटैशियम और प्रबल ऋणात्मक तत्त्व फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन आदि के बीच में कोई ऐसा समूह होना चाहिये जिसके तत्त्व न ऋणात्मक हों और न धनात्मक। नये आविष्कृत तत्त्व हीलियम, आर्गन आदि इसी प्रकार के थे जिनकी संयोज्यता न तो धन थी, न ऋण। ये तत्त्व वस्तुतः किसी अन्य तत्त्व से संयुक्त होकर कोई यौगिक न बनाते थे। इस समूह के तत्त्वों की संयोज्यता शून्य मानी जा सकती है। इस आधार पर मैंडलीफ के संविभाग में एक नया समूह सम्मिलित किया गया जिसका नाम “शून्य समूह” पड़ा।

प्रथम समूह और सप्तम समूह की अपेक्षा से शून्य समूह निम्न प्रकार स्थित है—

धनात्मक एक-संयोज्य + १	शून्य समूह ०	ऋणात्मक एक-संयोज्य - १
१ हाइड्रोजन १.००८	—	—
३ लीथियम ६.९४	२ हीलियम ४.००३	१ हाइड्रोजन
११ सोडियम २३.००	१० नेओन २०.१८३	६ फ्लोरीन १६.००
१६ पोटैशियम ३९.७०	१८ आर्गन ३९.९४४	१७ क्लोरीन ३५.४५
३७ रुबीडियम ८५.४८	३६ क्रिप्टन ८३.७	३५ ब्रोमीन ७९.९
५५ सीज़ियम १३२.९१	५४ ज़ीनन १३१.३	५३ आयोडीन १२६.९
८७ फ्रान्सियम २२३	८६ निटन (रेड) २२२	८५ एस्टेटिन २१४

• तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—शून्य समूह के तत्त्वों की यह विशेषता है कि इसकी बाह्यतम परिधि पर पूरे ८ ऋणाणु हैं। बोर और बरी (Bohr and Bury) के सिद्धान्त के अनुसार बाह्यतम परिधि पर कभी १३ से अधिक ऋणाणु नहीं हो सकते। हीलियम तत्त्व में एक ही परिधि है और पहली परिधि पर २ से अधिक परमाणु नहीं हो सकते।

	परिधि	१ K	२ L	३ M	४ N	५ O	६ P
२	हीलियम	२					
१०	नेऑन	२	८				
१८	आर्गन	२	८	८			
३६	क्रिप्टन	२	८	१८	८		
५४	ज़ीनन	२	८	१८	१८	८	
८६	निटन	२	८	१८	३२	१८	८

प्रत्येक परिधि के सब ऋणाणु एक स्थिति में नहीं होते। किसी भी परिधि के पहले दो ऋणाणु s स्थिति में कहे जाते हैं, इनके आगे के ६ ऋणाणु p स्थिति में होते हैं, फिर और आगे के १० ऋणाणु d-स्थिति में और शेष आगे के १४ ऋणाणु f-स्थिति में कहे जाते हैं। इस आधार पर इन तत्त्वों का ऋणाणु उपक्रम निम्न प्रकार चित्रित किया जा सकता है।

२—हीलियम (He)— $1s^2$.

१०—नेऑन (Ne)— $1s^2. 2s^2. 2p^6$.

१८—आर्गन (Ar)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6$.

३६—क्रिप्टन (Kr)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6$.

५४—ज़ीनन (Xe)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 5s^2. 5p^6$.

८६—रेडन (Rn)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^6. 5d^{10}. 6s^2. 6p^6$.

अन्तिम परिधि के ऋणाणु ही संयोज्यता प्रदर्शित करते हैं। अन्तिम परिधि की संतृप्तता ऋणाणुओं के ग्रहण कर लेने पर हो जाती है, अतः इन तत्त्वों में ऐसी पूर्णता प्राप्त हो गयी है, कि ये किसी भी अन्य तत्त्व के साथ यौगिक नहीं बना पाते। इसी भाव को दूसरे शब्दों में इस प्रकार प्रकट किया

जा सकता है कि इन तत्त्वों की संयोज्यता “शून्य” है। इसीलिये तत्त्वों के इस समूह को “शून्य समूह” कहते हैं।

शून्य समूह के तत्त्वों के भौतिक गुण— नीचे की सारणी में शून्य समूह के इन तत्त्वों के भौतिक गुण दिये जाते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	सामान्य घनत्व	द्रवणांक	क्वथनांक	चरम तापक्रम	$\frac{स.द.}{स.अ.}$ = गामा
२	हीलियम	He	४.००	०.१७८६	-२७२°	-२६८.८३°	-२६७.६°	१.६५२
१०	नेओन	Ne	२०.२	०.६००२	-२४८.५२°	-२४५.६२°	-२२८.७०	१.६४२
१८	आर्गन	Ar	३६.८	१.७८१८	-१८६.०°	-१८५.८४°	-१२२.४०	१.६५
३६	क्रिप्टन	Kr	८२.९२	३.७०८	-१५७°	-१५१.७°	-६२°	१.६८६
५४	जीनन	Xe	१३०.२	५.८५१	-१११.५°	-१०६.६°	+१६.६°	१.६६६
८६	रेडन	Rn	२२२.४	६.९७	-७१°	-६२°	+१०४.५°	—
	(नितन)	(Nt)						

शून्य समूह की गैसों एक-परमाणुक हैं—हाइड्रोजन, नाइट्रोजन, ऑक्सीजन, क्लोरीन आदि गैस-तत्त्वों के प्रत्येक अणु में तत्त्व के दो परमाणु हैं। इन्हें द्विपरमाणुक गैस कहते हैं। अतः इनका अणुभार परमाणुभार का दुगुना है। इनके अणुओं को H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 आदि लिखते हैं।

हीलियम, नेओन, आर्गन आदि गैसों इस बात में भिन्न हैं। इनके एक अणु में एक ही परमाणु है। अतः इनका परमाणुभार और अणुभार अलग अलग नहीं हैं।

कोई गैस एक-परमाणुक है, द्विपरमाणुक या बहु-परमाणुक, इसका पता स्थिर दाब पर आपेक्षिक ताप ($\frac{स.द.}{स.अ.}$) और स्थिर आयतन पर आपेक्षिक ताप

($\frac{स.अ.}{स.अ.}$) के अनुपात से ($\frac{स.द.}{स.अ.}$) से चल जाता है।

गैसों के गत्यर्थक सिद्धान्त के आधार पर

$$\text{दाब} \times \text{आयतन} = \frac{२}{३} \times \text{अ} = \frac{२}{३} \text{ गत्यर्थक शक्ति} = \text{र ता} (\text{र} = \text{गैस स्थिरांक})$$

$$= २ \text{ कैलॉरी प्रतिग्राम अणु। ता} = \text{परम तापक्रम}$$

$$\text{गत्यर्थक शक्ति} = \frac{३}{२} \text{ र ता}$$

$$\therefore \text{स्थिर आयतन पर आपेक्षिक ताप} = \frac{\text{गत्यर्थक शक्ति}}{\text{ता}} = \frac{3}{2} \times 2 \text{ कैलॉरी} \\ = 3 \text{ कैलॉरी}$$

स्थिर दाब और स्थिर आयतन के आपेक्षिक तापों, s_d और $s_{\text{अ}}$ में अन्तर केवल उतनी शक्ति का है, जो गैस को द दाब पर अ , आयतन से अ , आयतन में प्रसरित करने के लिये चाहिये। यदि स्थिर दाब द हो और गैस का ता, तापक्रम पर आयतन अ , और ता, पर आयतन अ , हो तो, प्रसार में उत्पन्न शक्ति के लिये—

$$\text{शक्ति} = d \text{ अ}_2 - d \text{ अ}_1 = r \text{ ता}_2 - r \text{ ता}_1$$

$$\therefore d (\text{अ}_2 - \text{अ}_1) = r (\text{ता}_2 - \text{ता}_1)$$

$$\therefore \text{आपेक्षिक तापों का अन्तर, } s_d - s_{\text{अ}} = \frac{\text{शक्ति}}{\text{तापक्रम-वृद्धि}} = \frac{r (\text{ता}_2 - \text{ता}_1)}{\text{ता}_2 - \text{ता}_1} \\ = r = 2 \text{ कैलॉरी।}$$

$$\therefore \text{अब क्योंकि } s_{\text{अ}} = 3 \text{ कैलॉरी}$$

$$\text{और } s_d - s_{\text{अ}} = 2 \text{ कैलॉरी}$$

$$\therefore s_d = 2 + 3 = 5 \text{ कैलॉरी।}$$

$$\therefore \frac{s_d}{s_{\text{अ}}} = \frac{\text{स्थिर दाब पर आपेक्षिक ताप}}{\text{स्थिर आयतन पर आपेक्षिक ताप}} = \frac{5}{3} = 1.66.$$

इस प्रकार आदर्श एक-परमाणुक गैस में $s_d / s_{\text{अ}} = 1.66$ हुआ करता है।

यदि गैस एक-परमाणुक नहीं है, तो गैसों को जो ताप दिया जाता है उसके कुछ अंश का उपयोग गैस के परमाणुओं की परस्पर-दूरियों को बदलने में, एवं उनकी सापेक्ष अभ्रमणशीलता में अन्तर लाने में, हो जायगा, इसलिये s_d केवल 5 कैलॉरी न रहेगा और न $s_{\text{अ}}$ केवल 3 कैलॉरी। मान-लैजियरे कि यह अन्तर दोनों में 'श' कैलॉरी हो गया। तो

$$\frac{s_d}{s_{\text{अ}}} = \frac{5 + \text{श}}{3 + \text{श}} = 1.66 \text{ से कम कांठे मात्रा।}$$

यह देखा गया है द्विपरमाणुक गैसों के लिये 'श' = 2 कैलॉरी,

$$\text{अतः } \frac{s_d}{s_{\text{अ}}} = \frac{4+2}{3+2} = \frac{6}{5} = 1.2$$

और त्रिपरमाणुक गैसों के लिये $\gamma = 1.33$ के लोरी;

$$\text{अतः } \frac{s_d}{s_{\text{अ}}} = \frac{4+1.33}{3+1.33} = \frac{5.33}{4.33} = 1.23$$

अतः यदि हम किसी विधि से किसी गैस के लिये $s_d / s_{\text{अ}} = \text{गामा}$ निष्पत्ति निकाल लें, तो हम जान सकते हैं कि गैस एक-परमाणुक है या बहुपरमाणुक,

ध्वनि के वेग के आधार पर गामा $\left(= \frac{s_d}{s_{\text{अ}}} \right)$ का मान निकालना—यदि

गैस में ध्वनि का वेग, v , हो तो

$$v = \sqrt{\text{गामा} \frac{d}{\rho}} \quad \dots (1)$$

d गैस का दाब है, $\rho = \text{घनत्व}$, और गामा $= \frac{s_d}{s_{\text{अ}}}$

कुण्ड (Kundt) की नली में गैस भर के लाइकोपोडियम चूर्ण का प्रयोग करके हम आसानी से ध्वनि का वेग निकाल सकते हैं। अतः इसके आधार पर गामा का मान मातृम हो सकता है। समीकरण (१) से—

$$\text{गामा} = \frac{v^2 \cdot \rho}{d}$$

यदि गामा का मान १.६६ के निकट हो, तो हम समझ सकते हैं कि गैस एकपरमाणुक है, यदि १.४ के निकट हो तो द्विपरमाणुक, और १.३ के निकट हो तो त्रिपरमाणुक और इससे भी कम हो तो बहुपरमाणुक है।

ऊपर दी गयी सारणी में हीलियम, नेथ्रोन, आर्गन, क्रिप्टन, ज़ीनन इन सब गैसों के लिये गामा $= \frac{s_d}{s_{\text{अ}}}$ का मान १.६५ और १.६८ के बीच में है।

अतः यह स्पष्ट है कि ये गैसें एकपरमाणुक हैं।

रे. शा. १४४.

तुलना के लिये कुछ गैसों के गामा के मान नीचे दिये जाते हैं (१५° पर) :

एकपरमाणुक	द्विपरमाणुक	त्रिपरमाणुक	बहुपरमाणुक
हीलियम १.६५२	O ₂ १.३६६	CO ₂ १.३०२	NH ₃ १.३१
आर्गन १.६५	N ₂ १.४०५	N ₂ O १.३००	C ₂ H ₄ १.२५
क्रिप्टन १.६६	H ₂ १.४०८	H ₂ S १.३४	
	HCl १.४००	H ₂ O १.३०६	

क्या शून्य समूह के तत्त्वों के यौगिक कोई नहीं बनते ?—साधारण दृष्टि से तो ठीक है कि शून्य समूह के तत्त्वों की संयोज्यता शून्य है, अतः न तो ध्रुव धातुओं के से यौगिक देंगे, और न अधातुओं के से। पर जिस तरह से संयोज्य शक्ति का पूर्ण उपयोग होने के अनन्तर भी कैल्सियम क्लोराइड, CaCl₂, या बेरियम क्लोराइड, या ताम्र/सल्फेट कई प्रकार के हाइड्रेट, CaCl₂ · 6H₂O, BaCl₂ · 2H₂O, CuSO₄ · 5H₂O आदि, देते हैं उसी प्रकार के हाइड्रेट क्या हीलियम, आर्गन आदि गैसों दे सकती हैं ?

यह ठीक है कि विद्युत् संयोज्य या सहसंयोज्य यौगिक इन निष्क्रिय गैसों के नहीं बनाये जा सकते, पर इनकी निष्क्रियता इतनी अधिक नहीं है जितनी समझी जाती है, इनमें से कई गैसों पानी के अणुओं के साथ हाइड्रेट (6H₂O) बनाती हैं। नीचे तापक्रमों पर यदि इन गैसों के वातावरण में कुछ पानी की भाप प्रविष्ट करा दी जाय तो ये हाइड्रेट बनते हैं। कई हाइड्रेट ठोस पाये गये हैं। इनके विभाजन तापक्रम निम्न प्रकार हैं—

आर्गन हाइड्रेट	A. 6H ₂ O	-२४.८°
क्रिप्टन हाइड्रेट	Kr. 6H ₂ O	-३६.२°
जीनन हाइड्रेट	Xe. 6H ₂ O	-०°

जीनन हाइड्रेट तो २३.५ वायुमंडल दाब पर -२३.५° तक स्थायी है।

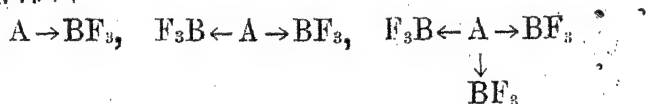
ऋणाणु-प्रहार (electron bombardment) द्वारा अथवा विद्युत् विसर्ग द्वारा हीलियम को पारे, आयोडीन, गन्धक और फॉस्फोरस के साथ संयुक्त कराने का प्रयत्न किया गया है, और कहा जाता है कि इनके होलाइड (helide) बन सके हैं। हीलियम के वातावरण में टंगस्टन के विद्युत् विभाजन से बूमर (Boomer) ने एक टंगस्टन हीलाइड, WHe₂, प्राप्त किया, और इसी प्रकार मैन्ले (Manley) ने पारे के हीलाइड, HgHe, और HgHe₁₀, प्राप्त किये। पर संभवतः ये निश्चित यौगिक नहीं हैं। केवल पारे के पृष्ठ पर शोषित हीलियम पदार्थ ही हों। मौरिसन

(Morrison) को विसमथ हीलाइड भी मिला। मास-स्पेक्ट्रोग्राफि से हाइड्रोजन हीलाइड HeH^+ और HeH_2^+ की संभावना भी प्रकट हुई।

बूथ और विलसन (Booth and Wilson) ने १९३५ में बोरन त्रिक्लोराइड-आर्गन यौगिक का अध्ययन कला-नियम के अनुसार किया। बोरन त्रिक्लोराइड कई ऐसे आणविक यौगिक बनाता है जिसमें बोरन परमाणु ग्राहक (acceptor) का काम करता है और दूसरे किसी यौगिक का कोई परमाणु ऋणाणु के दायक (donor) का काम करता है। इस प्रकार बोरन त्रिक्लोराइड के हाइड्रोजन सलफाइड और डिमेथिल ईथर के साथ निम्न यौगिक बनते हैं—



बूथ और विलसन ने आर्गन-और बोरन त्रिक्लोराइड के योग से भी ऐसे ही यौगिक प्राप्त किये।



कुछ वर्ष हुए (१९४०) निकिटिन (Nickitin) ने ज़ीनन और फीनोल का एक यौगिक $\text{He} \cdot 2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ तैयार किया।

निष्क्रिय गैसों की खोज का इतिहास—बहुत दिनों से साधारणतः यह माना जाता रहा है कि वायुमंडल की हवा में नाइट्रोजन, ऑक्सीजन, कार्बन डिऑक्साइड, पानी की भाप, और सूक्ष्मांशों में नाइट्रोजन के ऑक्साइड सड़न से पैदा हुई अमोनिया और धूल के कण होते हैं।

कैवेंडिश का प्रयोग—सन् १७८५ में कैवेंडिश (Cavendish) ने प्रयोगों द्वारा यह सिद्ध करने का प्रयत्न किया कि वायुमंडल के किसी स्थान से भी नाइट्रोजन क्यों न प्राप्त किया जाय, वह सदा एक-सा ही होगा। इन प्रयोगों में उसने यह देखा कि यदि वायु के समस्त नाइट्रोजन को ऑक्सीजन के साथ बिजली की चिनगारी द्वारा संयुक्त करा दिया जाय, और नाइट्रोजन ऑक्साइड गैसों को पोटैशियम पंचसलफाइड अथवा कॉस्टिक पोटाश के ऊपर शोषित करा लिया जाय, तो सदा हवा का कुछ अंश (छोटा सा बुलबुला) रह जाता है। उसने कई बार प्रयोग किये, पर सदा उसे संपूर्ण हवा का १/१२० वाँ भाग ऐसा मिला जो किसी भी प्रदार्थ से संयुक्त नहीं होता। इस संबंध में कैवेंडिश ने निम्न शब्द लिखे—

“हमारे वायुमंडल की फ्लोजिस्टिकेटित हवा का यदि कोई अंश ऐसा

है, जो इसके शेष अंश से भिन्न है, और जो नाइट्रस ऐसिड में परिणत नहीं किया जा सकता, तो निस्संदेह हम यह कह सकते हैं कि यह अंश पूर्ण के बड़े-वें भाग से अधिक नहीं है।" (फ्लोजिस्टिकेटित हवा का नाम आर्जकल नाइट्रोजन है)।

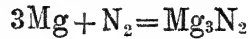
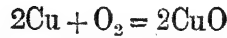
कैवेण्डिश के इन वाक्यों के महत्त्व की ओर लोगों ने १०० वर्ष तक ध्यान न दिया। उन्होंने यह जानने का प्रयत्न नहीं किया कि यह बड़े-वें भाग है क्या!

लार्ड रेले के प्रयोग—सन् १८९४ की बात है कि लार्ड रेले ने नाइट्रोजन के घनत्व को यथार्थता से मापने का प्रयत्न किया। उसके प्रयोगों में व्रुडि ०.०१ प्रतिशत से अधिक नहीं हो सकती थी। उसने कई स्थानों के वायुमंडल के नाइट्रोजनों को लिया और घनत्व निकाले। उसने विभिन्न रासायनिक विधियों से नाइट्रोजन तैयार किये, (नाइट्रोजन के ऑक्साइडों से या अमोनिया से)। उसने यह देखा कि हवा से प्राप्त नाइट्रोजन के घनत्व में और रासायनिक विधि से प्राप्त नाइट्रोजन के घनत्व में ०.४७ प्रतिशत का अन्तर है। हवा का नाइट्रोजन कुछ अधिक भारी है।

निम्न अंकों से लार्ड रेले के प्रयोगों पुष्टि होती है। काँच के एक गोले में नाइट्रोजन की तौल निम्न प्रकार निकली—

नाइट्रिक ऑक्साइड से प्राप्त नाइट्रोजन...	२.३०००८	ग्राम
नाइट्रस ऑक्साइड से प्राप्त नाइट्रोजन...	२.२६६०४	"
अमोनियम नाइट्राइट से प्राप्त नाइट्रोजन...	२.२६८६६	"
औसत...	२.२६६२७	"
वायुमंडल से प्राप्त नाइट्रोजन	२.३१०१६	"
दोनों में अन्तर...	०.०४१०८६	"
प्रतिशत अन्तर...	०.४७%	"

लार्ड रेले को जब यह निश्चय हो गया कि यह ०.४७% का अन्तर प्रयोग की त्रुटि का अन्तर नहीं हो सकता, तो उसका ध्यान कैवेण्डिश के उस प्रयोग की ओर गया जिसका उल्लेख ऊपर किया गया है। रेले ने कैवेण्डिश का प्रयोग दोहराया। उसने हवा को कास्टिक पोटाश विलयन में प्रवाहित किया, इस प्रकार कार्बन डिऑक्साइड गैस अलग हो गयी। फिर हवा को फॉस्फोरस पंचौक्साइड पर प्रवाहित करके शुष्क किया। फिर इसके नाइट्रोजन और ऑक्साइड को रक्त तप्त ताँबे और मैगनीशियम के ऊपर प्रवाहित करके अलग किया—



इस प्रकार रैले को थोड़ी सी नयी गैस मिली। यह गैस ऐसी थी जो न तो तप्त धातुओं से शोषित होती थी, न यह ताम्र ऑक्साइड, कार्बोस्टिक पोटाश, पोटैशियम परमैंगनेट, सोडियम परोक्साइड, फॉस्फोरस आदि के साथ प्रतिक्रिया करती थी। विद्युत् चाप का भी इस पर प्रभाव नहीं पड़ा। रैले ने इसके स्पैक्ट्रम (रश्मिचित्र) की परीक्षा की। यह स्पैक्ट्रम नाइट्रोजन के स्पैक्ट्रम से भिन्न निकला।

रैले के इन प्रयोगों में विलियम रैमजे (William Ramsay) ने सहयोग दिया। इस नयी गैस की निष्क्रियता देख कर रैमजे ने १८९४-९५ में इस गैस का नाम आर्गन रक्खा क्योंकि ग्रीक भाषा में इस शब्द का अर्थ आलसी या निष्क्रिय है। रैमजे ने इसी नयी गैस का वाष्प घनत्व निकाला—यह २० के लगभग था। अतः उसने इस गैस का अणुभार ४० के निकट समझा। नाइट्रोजन और ऑक्सीजन की अपेक्षा यह अणुभार ऊँचा है, और इसी लिये रैले को हवा में से प्राप्त नाइट्रोजन रासायनिक नाइट्रोजन से कुछ अधिक भारी मिला था।

हीलियम की खोज—इधर रैमजे और रैले को आर्गन नामक एक नये तत्त्व का पता चला, उधर दूसरी ओर कई खोतों से एक नये तत्त्व के अस्तित्व की संभावना प्रकट होने लगी।

(क) १८ अगस्त, १८६८, की घटना है कि भारतवर्ष में पूर्ण सूर्य ग्रहण पड़ा। इस सूर्य से वर्ण मंडल के रश्मिचित्र (स्पैक्ट्रम) की अच्छी तरह परीक्षा की गयी। यह देखा गया कि रश्मिचित्र में एक नयी पीली रेखा है, जो सोडियम की परिचित रेखाओं, D_1 और D_2 , से भिन्न है। जानसेन (Janssen) ने इस रेखा का नाम D_3 रक्खा। यह रेखा पृथ्वी पर प्राप्त किसी भी तत्त्व से सम्बन्धित नहीं की जा सकती थी, इस आधार पर फ्रैंकलैंड (Frankland) और लॉकयर (Lockyer) ने यह प्रस्ताव किया कि यह किसी एक ऐसे तत्त्व के कारण है, जो पृथ्वी पर तो नहीं है, पर सूर्य में अवश्य है। इन व्यक्तियों ने इसका नाम हीलियम रक्खा क्योंकि ग्रीक भाषा में हीलियोस शब्द का अर्थ सूर्य है।

(ख) आर्गन की खोज के अनन्तर, रैमजे की यह इच्छा हुई कि पता चले कि आर्गन हवा में ही है, या और कहीं से भी मिल सकता है। उसका ऐसा

विचार था कि संभवतः यह कुछ खनिजों में भी हो। सन् १८६४ में मायर्स (Miers) ने उसे सज़ाह रेडियाएक्टिव क्षेत्र से प्राप्त यूरेनाइट या क्लीवाइट खनिजों की परीक्षा करने की दी। ये खनिज गरम किये जाने पर एक गैस देते-रहे हैं जिसे हिल्लेब्राण्ड (Hillebrand) ने १८८८ में नाइट्रोजन समझा था। यह गैस नाइट्रोजन के समान ही निष्क्रिय थी। आश्चर्य की बात यह है, कि हिल्लेब्राण्ड के एक सहयोगी ने यह प्रस्ताव भी किया था कि संभवतः यह गैस कोई नया पदार्थ हो पर किसी ने उसके प्रस्ताव को महत्व न दिया। यदि हिल्लेब्राण्ड अपने सहयोगी की बात मान लेता, तो उसे एक नये तत्त्व के आविष्कार का श्रेय मिल जाता।

अस्तु, रैमजे

और ट्रेवर्स

(Travers)

ने क्लीवाइट

खनिज की

परीक्षा आरंभ

की। उन्होंने

खनिज को

शून्य में अकेले

गरम किया।

अन्य प्रयोगों

में उन्होंने इसी

खनिज को

हालके सल-

फ्यूरिक एसिड

के साथ भी

गरम किया।

दोनों प्रकार से

ही जो गैस

मिली, उसका

२० प्रतिशत

अंश उन्होंने

कॉस्टिक पोटाश



चित्र १३६—सर विलियम रैमजे

के विलयन के ऊपर विद्युत् चिनगारी वाली विधि से दूर कर दिया। शेष जो गैस मिली, उसकी परीक्षा आरंभ हुई। ये वे दिन थे जब विलियम क्रूक्स (Crookes) ने अपने स्पेक्ट्रोस्कोप नामक यंत्र को पूर्ण किया था। क्रूक्स रश्मिचित्र के विश्लेषण में विशेषज्ञ माना जाता था। रैमजे और ट्रैवर्स ने इस अवशिष्ट गैस को क्रूक्स के पास परीक्षण के लिये भेजा। क्रूक्स ने यह देखा कि इस गैस के रश्मिचित्र में अन्य कुछ रेखाओं के साथ साथ एक वह भी D_3 रेखा है, जिसे जानसन ने सूर्य के वर्णमण्डल में पाया था।

रैमजे ने इस गैस का वाष्पघनत्व निकाला जो 1.85 के लगभग निकला, जिसके आधार पर अणुभार 8 के निकट मालूम हुआ। सन् 1893 में रैमजे और ट्रैवर्स ने आंशिक अभिसारण विधि (diffusion) से इस नयी गैस से हलका भाग पृथक् करने में सफलता पायी थी। और उसने यह भी देखा कि अधिक प्रयत्न करने पर भी यह शेष हलका भाग विभिन्न अंशों में पृथक् नहीं किया जा सकता। जो थोड़ा भारी भाग आरंभ में मिला था, वह आर्गन का था।

इस प्रकार रैमजे और ट्रैवर्स ने यह सिद्ध कर दिया कि क्लीवाइट खनिज में से निकलने वाली गैसों में से एक गैस वही है, जो सूर्य के वर्णमण्डल में थी, और यह गैस इतनी हलकी है, कि इसका अणुभार 8 है। क्लीवाइट की इस गैस का नाम भी हीलियम रक्खा गया। रैमजे ने अपने आविष्कार की प्रथम सार्वजनिक घोषणा २७ मार्च १८९५ को ब्रिटिश कैमिकल सोसायटी के वार्षिक अधिवेशन में की।

क्लीवाइट (Clevite) से प्राप्त गैस के रश्मिचित्र में वे सब रेखायें मिलीं (१) जो आर्गन में थीं, (२) एक वह पीली रेखा मिली जो सोडियम की D_1 और D_2 से भिन्न थी, और जानसन की D_3 रेखा से मिलती जुलती थी; (३) कुछ अन्य रेखायें भी थीं जिनमें से एक हरित-नील भाग में बहुत अच्छी तरह से स्पष्ट थी।

वायुमंडल से प्राप्त आर्गन में क्लीवाइट से प्राप्त आर्गन रेखाओं के अतिरिक्त कासनी-भाग में तीन रेखायें और थीं। ये रेखायें क्लीवाइट वाली गैस के रश्मिचित्र में या तो थी ही नहीं, या बहुत हलकी सी थीं। इससे रैमजे ने अनुमान किया कि हवा में आर्गन के साथ कुछ अन्य गैसों भी बहुत सूक्ष्म अंश में विद्यमान हैं।

‘अन्य गैसों की खोज का इतिहास—हीलियम और आर्गन की खोज के अनन्तर यह प्रश्न उठा कि मैडलीफ के आवर्त संविभाग में इन्हें कहाँ स्थान दिया जाय। सन् १८६६ में जूलियट थॉमसन (Juliot Thomson) ने प्रस्ताव किया कि इनके लिये एक नया शून्य समूह बनाना चाहिये। उसकी ऐसी धारणा थी कि शून्य समूह में ६ तत्त्व होंगे जिनके परमाणुभार ४, २०, ३६, ८४, १३२ और २१२ के निकट होने चाहिये।

रैमजे और ट्रैवर्स को आर्गन और हीलियम दोनों ही हवा में मिले, अतः उन्हें यह भी विश्वास हो चला कि हवा में ही शेष चारों तत्त्व भी मिलेंगे।

‘उन्होंने १८ लीटर के करीब आर्गन तैयार किया, और इसे उन्होंने द्रव-वायु की सहायता से द्रवीभूत किया। उन्हें यह विश्वास था कि इस द्रव आर्गन में ही शेष तत्त्व होने चाहिये। द्रव आर्गन का विभिन्न दाबों के भीतर आंशिक वाष्पीकरण किया गया। सन् १८६८ में उन्होंने आर्गन में से दूसरा तत्त्व पृथक् किया। नवीन होने के कारण उन्होंने इसका नाम नेऑन रक्खा। इसका रश्मिचित्र भी लिया जो आर्गन के रश्मिचित्र से भिन्न था। इसका वाष्पघनत्व १०.१ था, अतः अणुभार २०.२ के निकट हुआ।

ऊपर जैसा कहा जा चुका है, रैमजे ने ध्वनि वेग के आधार पर यह निश्चित कर दिया कि ये गैसें एक-परमाणुक हैं। अतः इनके परमाणुभार भी ४ (हीलियम), ४० (आर्गन) और २०.२ (नेऑन) के लगभग हुए।

तीन तत्त्वों के अन्वेषणों से प्रोत्साहित होकर रैमजे और उसके सहयोगियों ने शेष तत्त्वों के लिए प्रयास आरंभ किया। अबकी उन्होंने बहुत ही द्रव वायु (३० लीटर) का आंशिक वाष्पीकरण किया। बड़े परिश्रम के अनन्तर उन्हें एक तत्त्व और मिला। इसका रश्मिचित्र पहले की गैसों के रश्मिचित्र से भिन्न था। इसका नाम उसने क्रिप्टोन रक्खा (क्रिप्टोस का अर्थ छिपा हुआ)। इसका परमाणुभार ८३ के निकट निकला। द्रव वायु में से ही एक दूसरा तत्त्व जीनन मिला। जीनन शब्द का अर्थ “अपरिचित” है। इसका परमाणुभार १३० के निकट मिला। इस प्रकार सन् १८६४ से १८६८ के बीच में सर विलियम रैमजे की प्रखर कुरालता के प्रमाण-स्वरूप पूरा एक समूह का समूह आविष्कृत हो गया।

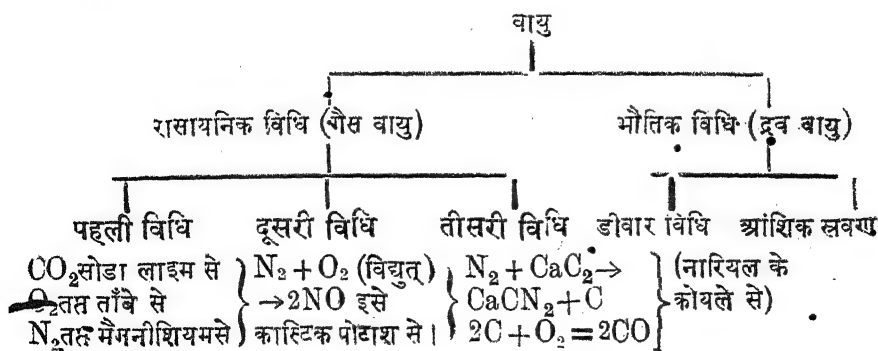
निष्क्रिय गैसों का पृथक्करण—निष्क्रिय गैसों या तो वायुमंडल में से

प्राप्त की जाती हैं, या खनिजों में से। वायुमंडल में इन गैसों का अनुपात निम्न प्रकार है—

आर्गन	१ भाग	१०७ भाग हवा में
नेओन	१ भाग	५५,००० " "
हीलियम	१ भाग	१८५,००० " "
क्रिप्टन	१ भाग	२००,००० " "
ज़ीनन	१ भाग	१७,०००,००० " "

ऐसे खनिजों में से जिनके पास रेडियमधर्मा तत्त्व हों, हीलियम गैस बहुधा निकला करती है। रेडियमधर्मा खनिज स्वतः विभाजित होकर ऐलफा कण (जो आवेशयुक्त हीलियम कण हैं), बीटा-कण (ऋणाणु) और गामा रश्मियें दिया करते हैं। ऐलफा कणों का आवेश विसर्ग होने पर ये हीलियम गैस में परिणत हो जाते हैं। यह हीलियम गैस खनिजों के छिद्रों में घुसी रहती है। क्लीवाइट, थोरियेनाइट, और ब्रोगेराइट के समान खनिजों में हीलियम गैस काफी पायी जाती है। समारे देश के द्रावनकोर राज्य के वायुमंडल में जहाँ मोनेज़ाइट खनिज पाया जाता है, हीलियम की अच्छी मात्रा है। हीलियम के साथ साथ आर्गन और नाइट्रोजन गैस भी खनिजों में प्रविष्ट पायी गयी हैं।

वायुमंडल से निष्क्रिय गैसों को पृथक् करने की जितनी भी विधियाँ हैं। वे दो समूहों में विभक्त की जा सकती हैं। एक तो वे जिनमें रासायनिक विधियों से वायु का नाइट्रोजन, ऑक्सीजन आदि अलग किया जाता है। दूसरी वे जिनमें द्रव वायु का उपयोग करते हैं।

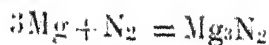


हम यहाँ पहले रासायनिक विधियों का उल्लेख करेंगे।

(१) रैले और रैमजें की प्रारम्भिक विधि—इस विधि में हवा में से पहले कार्बन ट्राइऑक्साइड अलग करते हैं। यह काम हवा को तप्त सोडा-लाइम पर प्रवाहित कर के और फिर कौस्तिक पोटाश के विलयन प्रवाहित करके किया जाता है। इसके बाद शेष हवा को फॉस्फोरस पंचऑक्साइड पर प्रवाहित करते हैं जिससे यह पूर्णतः शुष्क हो जाय। अब इस शुष्क हवा को रक्ततप्त ताँबे पर प्रवाहित करते हैं। ताँवा हवा का सम्पूर्ण ऑक्सीजन ले लेता है—

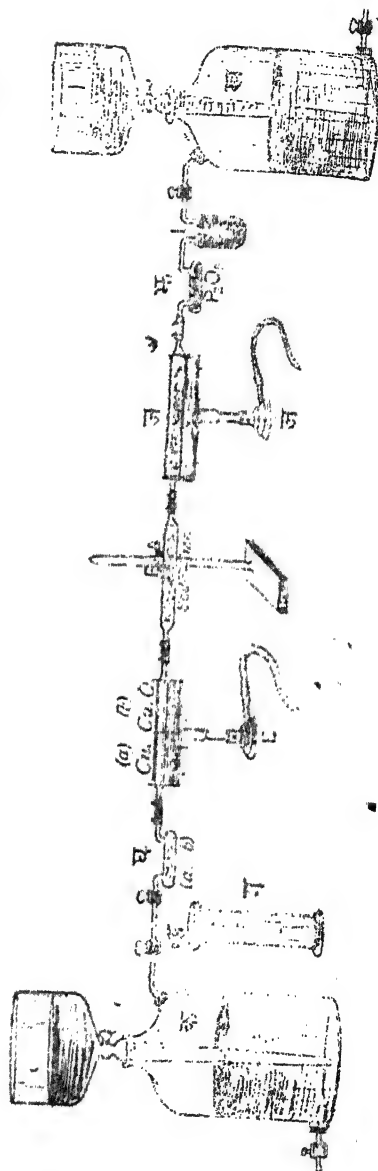


अब जो शेष नाइट्रोजन बचा उसे रक्ततप्त मैगनीशियम पर प्रवाहित करके दूर करते हैं। प्रतिक्रिया में मैगनीशियम नाइट्राइड, MgN_2 , बनता है—

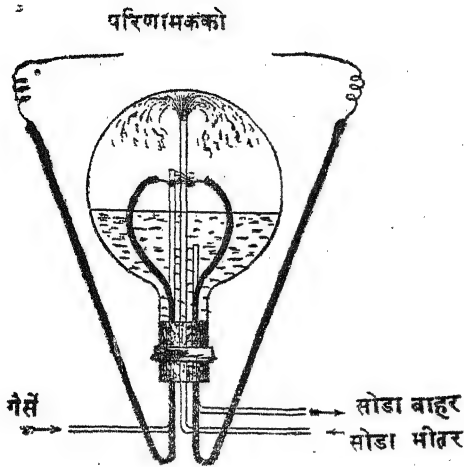


अब जो हवा बची उसे फिर ताँबे और मैगनीशियम पर होकर प्रवाहित करते हैं। कई बार ऐसा करने पर हवा का थोड़ा सा अंश बच रहता है, जो अधिकांश आर्गन है। इसमें कुछ अंश और निष्क्रिय गैसों के भी हैं।

(२) रैले और रैमजें की दूसरी विधि—यह विधि कैवेंडिश की

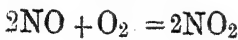
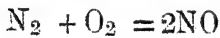


चित्र १३७—आर्गन बनाने की रैमजें-विधि



चित्र १३८—रैले विधि

भाग ऑक्सीजन और ६ भाग हवा इस अनुपात से हवा और ऑक्सीजन का मिश्रण लेते हैं। विद्युत् विसर्ग के प्रवाह पर हवा का नाइट्रोजन मिश्रण के ऑक्सीजन से संयुक्त होकर नाइट्रिक ऑक्साइड, NO , बनाता है। यह ऑक्साइड कॉस्टिक सोडा के फुहार द्वारा घोल लिया जाता है।



यदि गोले के भीतर कुछ ऑक्सीजन बच रहा हो, तो उसे अलग करने के लिए अब पायरोगैलोल विलयन प्रविष्ट कराते हैं। यह ऑक्सीजन के समस्त शोषण का शोषण कर लेता है।

इस विधि से निष्क्रिय गैसों का अच्छा मिश्रण प्राप्त होता है। इस मिश्रण में अधिकांश तो आर्गन होता है, और सूक्ष्मांश अन्य निष्क्रिय गैसों के। इस मिश्रण को द्रवीभूत कर लेते हैं। द्रव के आंशिक वाष्पीकरण द्वारा सब गैसों पृथक् की जा सकती हैं।

(३) फिशर (Fisher) और रिंग (Ringe) एवं क्रोमेलिन (Crommelin) ने बृहत् मात्रा में आर्गन प्राप्त करने के लिये मेगनीशियम

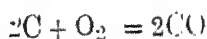
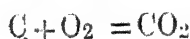
विधि का परिष्कृत रूप है।

चित्र में जैसा प्रदर्शित किया है, वैसा एक बड़ा काँच का गोला (५० लीटर का) लिया जाता है। इस गोले में कॉस्टिक सोडा विलयन के प्रवाहित किये जाने का विधान है, और मैग्निम के दो भारी विद्युत्-द्वार भी इसमें लगे होते हैं। आवेश बेठन से २,००० वोल्ट पर विद्युत् विसर्ग प्रवाहित करते हैं। गोले में १.१

के स्थान में कैल्सियम कार्बाइड का उपयोग किया। बेरियम कार्बाइड कैल्सियम कार्बाइड की अपेक्षा और अच्छा है। लोहे के एक भभके में कैल्सियम कार्बाइड और १० प्रतिशत कैल्सियम क्लोराइड का मिश्रण तपा कर 1100° पर रक्खा जाता है। इस पर से जब हवा प्रवाहित करते हैं, तो कार्बाइड सायनेमाइड में परिणत हो जाता है—



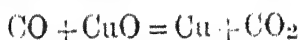
प्रतिक्रिया में जो कार्बन बनता है, वह हवा के ऑक्सीजन से संयुक्त होकर कार्बन एक्जैक्साइड या द्विऑक्साइड बन जाता है—



कैल्सियम कार्बाइड और कार्बन द्विऑक्साइड के योग में कुछ कैल्सियम कार्बोनेट भी बन जाता है—



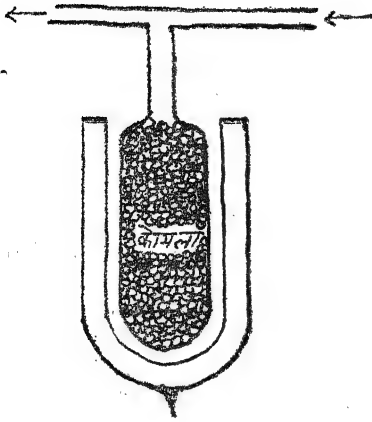
हवा को अब रक्ततप्त ताम्र ऑक्साइड पर प्रवाहित करते हैं, जिससे कार्बन एक्जैक्साइड द्विऑक्साइड में परिणत हो जाय। यह द्विऑक्साइड फिर कॉस्टिक पोटाश के विलयन में शोषित कर लिया जाता है—



पानी की वाष्पें फिर सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर प्रवाहित करके दूर कर दी जाती हैं। इस विधि से लगभग दो दिन में ११ लीटर आर्गन गैस तैयार हो जाती है।

डीवार की विधि से निष्क्रिय गैसों पृथक् करना—हवा से जो निष्क्रिय गैसों का मिश्रण उपर्युक्त विधियों से प्राप्त होता है, उसमें हीलियम, नेऑन, आर्गन, क्रिप्टन, और ज़ीनन पाँचों गैसों होती हैं। इन्हें अलग अलग करने के लिये डीवार (Dewar) ने नारियल के कोयले का उपयोग किया। यह कोयला भिन्न भिन्न तापक्रमों पर कुछ गैसों का तो शोषण करता है, पर कुछ गैसों का नहीं।

इस काम के लिए एक गोले में नारियल का कोयला लेते हैं। गैसाश्श



(Gasholder) से गैस का मिश्रण इस गोले में भरते हैं। इस गोले को अब शीत-कुण्डी (शीतोष्मक) में रखते हैं। यहाँ यह निश्चित तापक्रम पर आधे घंटे तक रखा जाता है। गैस मिश्रण के कुछ अंश को कोयला सोख लेता है। शेष अंश को डॉपलर-पम्प द्वारा खींच कर बाहर निकाल कर दूसरे गैसाशय में भर लेते हैं।

नारियल के कोयले का यह गुण है कि— 100° पर यह आर्गन क्रिप्टन और ज़ीनन का शोषण करता है, पर अधिकांश हीलियम और नेओन बिना सोखे मुक्त रह जाता है।

इस प्रकार जो हीलियम और नेओन का मिश्रण प्राप्त हुआ उस -120° तापक्रम के कोयले के सम्पर्क में पूर्ववत् रखा जाता है। ऐसा करने पर नेओन का पूर्ण शोषण हो जाता है, पर हीलियम मुक्त रह जाता है।

वह कोयला जिसने -100° पर आर्गन, क्रिप्टन और ज़ीनन का शोषण किया था, अब दूसरे कोयले के सम्पर्क में लाया जाता है जिसे द्रव वायु से ठंडा रखा जाता है। ऐसा करने पर आर्गन इस कोयले में अभिसृत हो कर चला आता है। इस कोयले को अब गरम करें तो शुद्ध आर्गन मिलेगा।

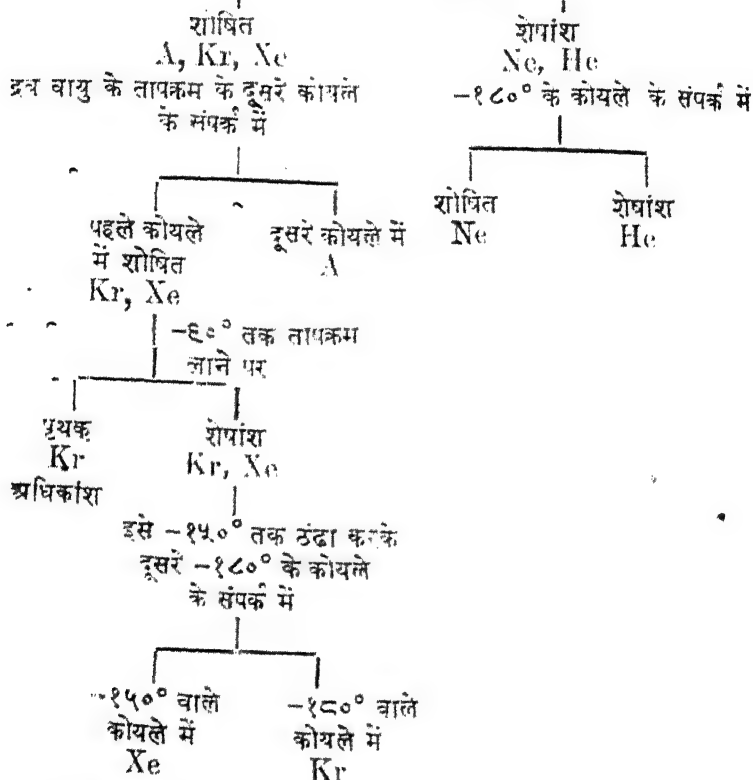
आर्गन अलग कर लेने पर अब क्रिप्टन और ज़ीनन कोयले में बचे। इस कोयले के तापक्रम को यदि अब बढ़ा कर -60° कर दें, तो अधिकांश शुद्ध क्रिप्टन पृथक् हो जाता है। कोयले में अब शेष क्रिप्टन और ज़ीनन का मिश्रण बचा। इसे अब कोयले के गोले में जिसे -150° तक ठंडा कर लिया हो रखें और इस कोयले को दूसरे कोयले के सम्पर्क में जिसका तापक्रम -120° हो रखें, तो क्रिप्टन -160° वाले गोले में चला जायगा, और ज़ीनन पहले गोले में बचा रहेगा। दोनों गोलों को अलग अलग गरम करने पर क्रिप्टन और ज़ीनन गैसें अलग अलग मिल जायँगी।

नीचे सारणी में इस विधि का सारांश दिया है—

निष्क्रिय गैस मिश्रण

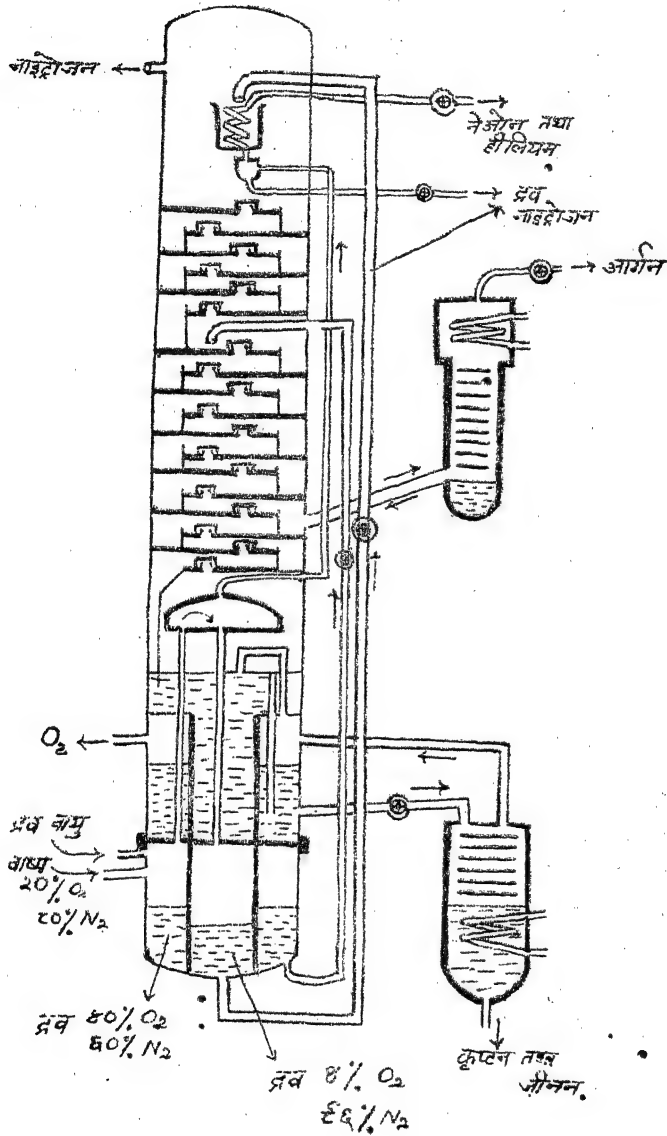
(A, Kr, Xe, Ne, He)

-१००° पर के कोयले के संपर्क में



द्रव वायु से निष्क्रिय गैसों प्राप्त करना—व्यापारिक मात्रा में आज-कल द्रव वायु के आंशिक पृथक्करण द्वारा निष्क्रिय गैसों अलग की जाती हैं। द्रव वायु में जो तत्त्व हैं, उनके क्रयनांक क्रमशः इस प्रकार हैं—

जीनन	-१०६.६°	नाइट्रोजन	-१५.७°
क्रिप्टन	-१५१.०°	नेऑन	-२४५.६२°
आर्गन	-१८२.६°	हीलियम	-२६८.८३°
आर्गन	-१८५.८४°		



चित्र १४०—हवा में से निष्क्रिय गैसों पृथक् करना
इस प्रकार हीलियम और नेऑन नाइट्रोजन से क्रमशः ७३° और ५०°

नीचे तापक्रमों पर उबलता है। अतः यदि इन तीनों के गैस मिश्रण को द्रवीभूत किया जायगा, तो अधिकांश नाइट्रोजन तो शीघ्र द्रव बन जायगा, और कुछ नाइट्रोजन, और सब नेऑन और हीलियम गैस अवस्था में रह जायेंगे। इस प्रकार क्लॉड (Claude) के आंशिक स्तंभ में द्रव के ऊपर नेऑन और हीलियम एवं कुछ नाइट्रोजन का मिश्रण होगा।

इस प्रकार इस आंशिक स्तंभ में द्रव ऑक्सीजन के ऊपर ही आर्गन की गैस होगी क्योंकि ऑक्सीजन तो -183° के निकट द्रवीभूत हो जायगा, पर आर्गन इससे नीचे -186° के निकट द्रवीभूत होगा, अतः यह अभी द्रव होने में बचा रहेगा।

द्रव ऑक्सीजन में क्रिप्टन और ज़ीनन होंगे क्योंकि वे ऑक्सीजन से पहले ही द्रवीभूत हो जाते हैं (उनके क्वथनांक ऑक्सीजन के क्वथनांक से ऊँचे हैं)।

इस प्रकार हमें तीन अंश मिले—

- (१) द्रव नाइट्रोजन के ऊपर कुछ नाइट्रोजन + हीलियम + नेऑन अवस्था में
- (२) द्रव ऑक्सीजन के ऊपर आर्गन गैस + ऑक्सीजन गैस
- (३) द्रव ऑक्सीजन में क्रिप्टन और ज़ीनन।

(क) हीलियम-नेऑन-नाइट्रोजन गैस मिश्रण को पम्प द्वारा पृथक् एक कुँडली-आकृति की नली में प्रवाहित करते हैं, और इस नली को वाष्प बन रहे द्रव नाइट्रोजन के प्रवाह में रखते हैं। यहाँ तापक्रम नाइट्रोजन के क्वथनांक से कम हो जाता है अतः गैस मिश्रण का अधिकांश नाइट्रोजन इस स्थल पर द्रवीभूत हो जाता है। जो कुछ नाइट्रोजन बच रहता है वह रासायनिक विधि से (जैसे कैल्सियम कार्बाइड पर प्रवाहित करके, $\text{CaC}_2 + \text{N}_2 = \text{CaCN}_2 + \text{C}$) दूर कर लिया जाता है। अब जो गैस-मिश्रण मिला उसमें ३ आयतन नेऑन के और १ आयतन हीलियम के रहते हैं।

नेऑन और हीलियम को पृथक् करना कुछ कठिन है। इस काम के लिये द्रव हाइड्रोजन का उपयोग करते हैं। नेऑन तो इस तापक्रम पर द्रवीभूत हो जाता है, पर हीलियम रह जाता है।

(ख) अब द्रव ऑक्सीजन के ऊपर वाले मिश्रण को लेते हैं, जिसमें आर्गन और ऑक्सीजन गैसें होती हैं। इन दोनों के क्वथनांकों में केवल

३०° का अन्तर है। इसलिये इनका अलग अलग करना कठिन हो जाता है। इस काम के लिये लिंडे-आर्गन स्तंभ (Linde argon column) का उपयोग किया गया है। कुछ कुंडलियों में द्रव नाइट्रोजन रखते हैं, और आर्गन-ऑक्सीजन गैस को कुंडली के बाहर चारों ओर प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर ऑक्सीजन द्रवीभूत हो जाता है, आर्गन गैसावस्था में बाहर आ जाता है।

(ग) द्रव ऑक्सीजन में क्रिप्टन और ज़ीनन रहते हैं। इस द्रव में से धीरे-धीरे ऑक्सीजन को वाष्पीभूत होने देते हैं, ऐसा करने पर द्रव में ऑक्सीजन की सापेक्ष सान्द्रता कम और क्रिप्टन-ज़ीनन की सान्द्रता बढ़ने लगती है।

क्रिप्टन और ज़ीनन के क्वथनांकों में ४५° का अन्तर है, ऑक्सीजन और क्रिप्टन के बीच भी ३०° का अन्तर है। अतः श्रैव आंशिक दृष्टकरण द्वारा आंशिक स्तम्भ में तीनों को आसानी से अलग कर लेते हैं।

हीलियम, He

इसकी खोज का इतिहास आरंभ में दिया जा चुका है जहां यह उल्लेख किया गया है कि १८६८ में किस प्रकार सूर्य के वर्णमंडल में इसका पता चला और क्लीवाइट खनिज से रैमज़े और ट्रैवर्स ने किस प्रकार गरम करके इसे प्राप्त किया।

यह भी कहा जा चुका है कि अधिकांश रेडियम-धर्मा तत्त्व विभाजित होते समय ऐलफा कण देते हैं, जिनके कारण यूरेनियम और थोरियम खनिजों में हीलियम पाया जाता है। क्लीवाइट या मोनेज़ाइट खनिजों को शून्य में ज़ोरों से गरम करने पर यह शोषित हीलियम गैस निकल आती है। बहुत से गरम पानी के चश्मों में से निकली गैसों में भी ५ प्रतिशत के लगभग हीलियम गैस पायी जाती है। संयुक्त राज्य अमेरिका में जिस प्राकृतिक गैस का उपयोग जलाने के काम में होता है, उसमें हीलियम गैस काफ़ी मात्रा में होती है। कहा जाता है कि प्रतिवर्ष १॥ लाख घनफुट हीलियम गैस प्राकृतिक गैस के जलाने में व्यर्थ चली जाती हैं। इस प्राकृतिक गैस में ०.६ प्रतिशत हीलियम होता है, ६७% हाइड्रोकार्बन और ३०% नाइट्रोजन होते हैं। इस मिश्रण को द्रवीभूत करके आंशिक दृष्टकरण द्वारा हीलियम प्राप्त कर लेते हैं।

हीलियम गैस नीरंग, निःस्वाद, और निर्गन्ध गैस है। यह एक-परमाणुक है ($\frac{m}{s} = 2.1642$)। इसका क्वथनांक 4.2°A (-268.6°) है। द्रव हीलियम को वेग से उड़ाने पर ठोस हीलियम प्राप्त होता है। जैसे हाइड्रोजन आर्बो और पैरा के भेद से दो प्रकार का है, उसी प्रकार हीलियम भी हीलियम-प्रथम (He-I) और हीलियम-द्वितीय (He-II) दो प्रकार का पाना जाता है। यह हीलियम-द्वितीय अपने गुणों में विचित्र है।

हीलियम हलका तत्व है—इस बात में हाइड्रोजन के बाद इसी की गिनती है। इसमें यह अच्छाई है कि यह जलता नहीं, अतः इसका उपयोग गुब्बारों या हवाई विमानों में किया जाता है। इसमें हाइड्रोजन की अपेक्षा यह और अच्छा गुण है कि गुब्बारों के थैलों में से निकल कर उतनी शीघ्र नहीं भागता कि जितनी कि हाइड्रोजन।

द्रव हीलियम सबसे पहिले १९०७ में केमरलिंग ओन्स (Kamerlingh Onnes) ने प्राप्त किया था। द्रव का घनत्व 0.125 है। इसका पृष्ठतल लगभग चौरस होता है, अर्थात् पृष्ठ तन्वता इसकी बहुत कम है। 0.52°A पर इसकी विद्युत् चालकता शून्य है। हीलियम के रश्मित्र में D_3 रेखा 5461 उल्लेखनीय है। स्फुरन नली में इसका आभा 3 मि० मी० पर पीली, 2 मि० मी० पर हरी है।

नेओन, Ne

रैमजे और ट्रेवर्स ने इसका सन् १८९८ में खोज की। यह भी नीरंग, निःस्वाद, और नीरंग गैस है। इसके तीन समस्थानिक 20 , 21 और 22 हैं। उबलते हुए हाइड्रोजन के क्वथनांक पर यह द्रवीभूत होता है।

नेओन के रश्मित्र में नारंगी और लाल रंग की रेखाएँ होती हैं। नेओन का उपयोग नेओन-दीप बनाने में किया जाता है। इन दीपों का उपयोग विज्ञापनों के संकेतों के काम में होता है। ये लैम्प $10-20$ फुट लम्बी काँच की नलियाँ होती हैं, जिनके दोनों सिरों पर विद्युत्-द्वार (एलेक्ट्रोड) होते हैं। इन नलियों पर 10 मि० मी० पारे के दाब पर नेओन गैस भरी होती है। 1000 वोल्ट पर विद्युत् विसर्ग प्रवाहित करने पर ये सुन्दर नारंगी-लाल रंग की आभा देती हैं। यदि नेओन दीप में थोड़ी सी पारे की भाप और कुछ आर्गन भी नेओन के साथ मिला दिया जाय, तो दीप की आभा सुन्दर

नीले रंग की होगी। नेओन और हीलियम के मिश्रण की आभा सुनहरे रंग की होती है। नेओन दीप की नलियों के काँच यदि रंगीन लिए जायें तो आभायें अन्य रंगों की भी प्राप्त हो सकती हैं।

आर्गन, A

आर्गन की खोज का इतिहास पहले लिखा जा चुका है। “वायुमंडल से प्राप्त आर्गन” को द्रवीभूत करके यदि इसका आंशिक पृथक्करण करें तो शुद्ध आर्गन मिल सकता है। यह भी नीरंग, निःस्वाद और निर्गन्ध गैस है। आर्गन का परमाणुभार 39.948 पोटेसियम के परमाणुभार (39.1) से अधिक है, फिर भी इसको संविभाग में पोटेसियम से पूर्व स्थान मिली है। इसके दो समस्थानिक 40 और 36 परमाणुभार के भी ज्ञात हैं।

यह नाइट्रोजन और ऑक्सीजन की अपेक्षा पानी में अधिक विलेय है। इसका द्रवणांक -182.5° और क्वथनांक -186.1° है। आर्गन के हाइड्रेटों का उल्लेख अध्याय के आरम्भ में किया जा चुका है।

आर्गन का उपयोग धातु-तत्व वाले विद्युत् दीपों में किया जाता है।

आर्गन विद्युत् विसर्ग में नारंगी रंग की आभा देता है। इसके रश्मिचित्र में उल्लेखनीय रेखायें 6564.6 , 7064.8 (लाल); 6038.2 (पीला); 4481.0 , 4602 (हरा); और 4200 (कासनी) हैं।

क्रिप्टन, Kr और ज़ीनन, Xe

क्रिप्टन भी नीरंग, निःस्वाद, निर्गन्ध गैस है। इसका परमाणुभार 83.8 है, पर इसके समस्थानिक अनेक भारों के (72 से 84 तक) पाये जाते हैं। क्रिप्टन आसानी से द्रवीभूत हो जाता है। द्रव क्रिप्टन का क्वथनांक -152° है, और हिमांक -157° है।

ज़ीनन का वाष्प घनत्व 65.35 और परमाणुभार 131.3 है। 124 से 136 तक के इसके 8 समस्थानिक ज्ञात हैं। यह क्रिप्टन की अपेक्षा और अधिक आसानी से द्रवीभूत होता है। द्रव का क्वथनांक -106° है। ठोस ज़ीनन का द्रवणांक -112° है।

क्रिप्टन पीत-हरे रंग की विद्युत्-आभा देता है, पर विसर्ग के अनुसार ज़ीनन हरे या नीले रंग की आभा देता है।

रेडन (Rn), रेडियम इमेनेशन या निटन (Nt)

यह हवा में से प्राप्त गैस नहीं है। यह रेडियम के विभाजन से प्राप्त होता है। रेडियम बहुत धीरे धीरे विभाजित होता है। १५८० वर्ष में जाकर रेडियम आधा विभक्त हो जाता है पर निटन ३७८ दिन में ही विभक्त होकर आधा रह जाता है। अतः यह स्पष्ट है कि संसार में प्राप्त थोड़े से रेडियम से कितना रेडन या निटन प्राप्त हो सकता है। १ ग्राम रेडियम से १ दिन में ४ घन मिलीमीटर (लगभग ०.००४ मिली ग्राम) निटन प्राप्त करने के लिये रेडियम लवणको पानी में घोलेते हैं। रेडियम के विभाजन से निटन और साथ ही साथ कुछ ऑक्सीजन और नाइट्रोजन भी मिलते हैं। इनको कुंडली की आकृति की नलियों में प्रवाहित करके यदि द्रव वायु को ठंडा करें तो निटन द्रवीभूत हो जाता है।

अब तक ५४०० मिलीग्राम से अधिक शुद्ध निटन नहीं प्राप्त किया जा सका। रैमजे की ही यह प्रयोगकुशलता थी कि वह अति सूक्ष्म तुला पर इसका घनत्व ठीक ठीक निकालने में समर्थ हुआ। उसकी यह तुला ०.०००००२ मिलीग्राम तक की वृद्धि ठीक बता सकती थी। निटन का घनत्व १११.५ निकला जिसके आधार पर परमाणुभार २२२ निर्धारित हुआ। सिद्धान्ततः इसका परमाणुभार रेडियम के परमाणुभार और हीलियम का अन्तर होना चाहिए अर्थात् $२२५.६ - ४.० = २२१.६$ ।

निटन का राशमन्त्र भी लिया गया है। इसका क्वथनांक -६२° है और हिमांक -७१° । इसके तीन समस्थानिक ज्ञात हैं, जो रेडियम से, पोलोनियम-X और फ्रेडोनियम से क्रमशः प्राप्त होते हैं।

प्रश्न

१. मंडलीक के आवर्त संधिभाग में शून्य समूह की विवेचना करो।
२. हीलियम और आर्गन की खोज का इतिहास दो।
३. द्रव वायु से आर्गन और अन्य दुष्प्राप्य गैमें किस प्रकार पृथक् की जाती हैं?
४. कैसे सिद्ध करोगे कि शून्य समूह की गैमें "एक-परमाणुक" हैं? इनका परमाणुभार कैसे निकालते हैं?
५. क्या हीलियम के कुछ यौगिक ज्ञात हैं?
६. नेऑन के क्या उपयोग हैं?
७. शून्य समूह के तत्वों का ऋणाणु उष्क्रम दो।

अनुक्रमणिका

- अपचयन, reduction ११६-१२१
 अभ्रत २, ४७४
 अमोनियम २६४-२७१, संरस (एम-
 लगम) २६४, फ्लोराइड, क्लो-
 राइड, सल्फेट २६५, सल्फाईड,
 कार्बोनेट २६६, सायनाइड,
 सायनेट, नाइट्राइड २६७, नाइ-
 ट्रेट, फॉस्फेट २६८, द्विक्रोमेट,
 क्लोरेट, मॉलिब्डेट २६९, मूल
 २७०, २७१
 अमोनिया ६१८-६२९, हाबर विधि
 ६१९, इलूटियस विधि, सरपेक
 विधि, कोलमस से ६२२,
 क्रा संगठन ६२३, गुण ६२४,
 रासायनिक गुण ६२५-६२९
 अमोनिया-सोडा विधि २१५-२१८
 अम्लराज, aqua regia ६७४
 अयस्क, ore १२४, १३७, परिवेषण,
 dressing १२६, का सान्द्रि-
 करण, concentration १२७,
 निस्तापन, calcination
 १२९, जारण, roasting १३०
 अर्धजल गैस, semiwater-५०३
 अल्ट्रासेरीन ४७४
 आइसलैंड स्फार ३६९
 आयनीकरण विभव, ionisation
 potential ८९, १०३६
 आयोडाइड ९९७, प्रोटैसियम ९९७,
 मरक्यूरिक ९९८
 आयोडिक एसिड १००१
 आयोडीन ९८८-१००५, नरकुलों की
 राख से ९८९, केलीचे से ९९१,
 गुण ९९२, टिक्चर आव ९९३,
 एकक्लोराइड ९९८, त्रिक्लो-
 राइड ९९८, सल्फेट ९९९,
 पंचफलोराइड, ऑक्साइड ९९९,
 पंचऑक्साइड १०००
 आयोडेट १००३
 आयोडोविसमयस एसिड ७६६
 आर्गेन ११६३
 आर्जिरोडाइड ५९१
 आर्जोडाइड ३०२
 आर्जेन्टोफेरस अयस्क ३०६
 आर्जेन्टोसायनाइड ३०७
 आर्सीन ७३३
 आर्सीनियस ऑक्साइड ७३४,
 एसिड ७३६
 आर्सेनिक ७२९-७४४, खनिज
 और अयस्क ७२९, धातुकर्म
 ७३०, ऐलफा (पीला) ७३०,
 बीटा (काला) ७३१, गामा
 (धूसर) ७३१, गुण, परमाणु-
 भार ७३२, हाइड्राइड ७३३,
 ऑक्साइड ७३४, ७३८, एसिड

७३८, सलफाइड ७४० पंच-	ऋणाणु उपक्रम ४८-५३
सलफाइड ७४२, फ्लोराइड	एकसन ४९२
७४२, क्लोराइड, ऑक्सिकली-	एंगलेसाइट ५७२
राइड ७४३, ब्रोमाइड, आयो-	एडेमेंटाइन ५३०
डाइड ७४४	एंटीमनस ऐसिड, मेटा ७५२,
आर्सेनिकेल माक्षिक १०४१	पायरो ७५३
आर्सेनेट ७३९	एंटीमनाइट ७४५, ७५३
आवर्तता, periodicity और	एंटीमनिल मूल ७६०
भौतिक गुण ८८-९२	एंटीमनियेट, एंटीमनेट ७५४, ७५५
आवर्त संविभाग, classification	एण्टोमर्न ७४४-७६०, अयस्क ७४५,
periodic ७०:९५	धातुकर्म ७४५, गुण ७४७,
इड्रिपन भट्टा ४१९	रूपान्तर ७४७, रासायनिक
इंडियम ४७८-४७९, ऑक्साइड,	गुण ७४८, मिश्र धातु ७४९,
नाइट्रेट, सल्फेट, त्रिफेनिल ४७९	हाइड्राइड ७४९, ऑक्साइड
इयूक्लोरीन ९७४	७५२-७५५, चतुः ऑक्साइड
इरिडोस्मिन ११२०	७५५, पंचोक्साइड ७५४, सल्फा-
इरोडियम ११३०-११३१	इड ७५६-७५८, क्लोराइड
इलमनाइट ५९४	७५८, ऑक्मिकलोराइड ७५९,
इस्पात १०५३-१०६०, सीमेंटोकरण-	ब्रोमाइड, आयोडाइड, सल्फेट,
विधि १०५३, बेसामर १०५४,	टारट्रेट ७५९
विवृत चुल्लिविधि, सीमेंस-मार्टिन	एण्डरसन, Anderson ६४
१०५६, विद्युत् विधि १०५७,	एण्ड्रूज ७८३
की प्रकृति १०५९, मृदुकरण	एनहाइड्राइड ३५६
१०५९	एप्सोमाइट ३४५, ३५४
उडेल ९९०	एम्मीयर ९४१
उत्पादक गैस, producer gas ५००	एलकेमी १८
उत्प्लावन, flotation, विधि १२८	एलहुजार ९२३
उपचयन, oxidation ११६-१२१	एलुनाइट ४५७-४७१
उपरस ४	एस्वेस्टस ३४५, ५४१
उर्बा ५९९	एक्युमुलेटर, संचायक सेल ५८१
उलेक्साइट ४४३	एज़ाइड ६३६
उल्लोआ १११९	एज़ाइमाइड ६३५

ऐन्थ्रोसाइट ४९६	उभयधर्मी, परीक्साइड ७९२,
ऐल्फा किरण ४१	संयुक्त ७९३
ऐलेक्ट्रोन, ऋणाणु ४०	ऑक्सीजन ७७७-७९१, बनाने की
ऐल्यूमीना ४६३	विधियाँ ७७९, ७८७, व्यापा-
ऐल्यूमिनेट ४६५	रिक विधि ७८३, त्रिन-
ऐल्यूमिनो तापन-विधि ४६३, ८९८,	विधि ७८३, गुण ७८९, चक्र
१०१०	७९१
ऐल्यूमीनियम ४५६-४७७, अयस्क	ऑरफोर्ड विधि ११०५
४५७, धातुकर्म ४५७-४६३,	ऑर्थोक्लेज ४७४, ५४१
संशोधन ४६०, मिश्रधातु	ऑपिमेंट ७२९
४६३, ऑक्साइड ४६३,	ऑसमियम ११२८-११२९
हाइड्रोक्साइड ४६४, परी-	ऑसमिरीडियम ११२५, ११३०
क्साइड ४६५, क्लोराइड	ऑसमिल यौगिक ११२९
४६७, ब्रोमाइड, आयोडाइड,	ऑसमेट ११२८
फ्लोराइड ४६८, नाइट्राइड,	ऑस्टेनाइट १०६१
नाइट्रेट, ऐसिटेट ४६९, कार्बा-	ऑरस ऑक्साइड ३२८, क्लोराइड,
इड, सल्फाइड, सल्फेट ४७०	ब्रोमाइड ३३०, आयोडाइड,
ऐस्टेटोन् १००५	सायनाइड ३३१
ऑजोन ७९३-८०१, बनाना ७९४,	औरिक ऑक्साइड ३२८, क्लोराइड
सूत्र ७९६, गुण ७९७, के साथ	३२९, ब्रोमाइड ३३०
प्रतिक्रियायें ७९८, पहिचान	औरिकलोरिक ऐसिड ३२९
८०१	औरिथायोसल्फेट ३३२
ऑजोनाइजूर ७९४-७९५	औरिब्रोमिक ऐसिड ३३१
ऑजोनाइड ८००	औरिसायनाइड ३३२
ऑजोनिक ऐसिड ८००	कठोरता, जल की, अस्थायी १७१,
ऑडॉलिंग ९६९	स्थायी १७१, परम्यूटाइट विधि
ऑलियम ८४९	१७२, मेटाफॉस्फेट विधि १७३
ऑलिविन ५४१	कणाद १७, परमाणुवाद २५
ओ'शोआ ९६९	करशॉफ, Kirchhof २५८, २६१
ओसान ११२०	कर्सोस ८०३
ऑक्साइड ७९१, शिथिल ७९१,	काँच का व्यवसाय, glass ५४५-
आम्लिक, आम्लिक, भास्मिक,	५५०, के रंग ५४७, भट्टियाँ

५४७, मृदुकरण ५४९, जातियां
५४९, साडा, बाहेमियम, फिल्ट
५४९, येना, पायरेक्स, क्रूक्स,
जल ५५०

काँसा २८९

कान्सटनटन ११११

कार्टर विधि ५८५

कार्नेलाइट ३४५

कार्नेलाइट ३९२, ७६८, ९२९

कार्बन ४८५-५२६, और सीसा और

वंग ४८७, के बट्टेकर ४८९-४९७,

असणिम ४९३, आक्साइड ५०४,

सर्वाक्साइड ५०४, एक्सिडाइड

५०५, ५०९, ट्राइऑक्सिडाइड ५०९-

५१५, ट्राइसलफाइड ५१६, मव-

सलफाइड ५१८, सलफोमिले-

नाइड, सलफोटेमुराइड ५१९,

फॉस्फाइड ५२०, चतुःफॉस्फाइड

५२०, और सिलिकन ५२८

कार्बोनीकृत जलगैस, carburetted
water gas ५०२

कार्बोनिल ११०६, १११५, ११२६

कार्बोनिड क्लोराइड ५०७, सलफाइड
५०७

कास्टनर Castner २०३

किंगजेट, Kingzett १८७

किप, उपकरण ८१८

कॉक्सेराइट ३४५, ३५४

कॉमियागोरी २६-३१

कुफर निकेल ११०४

कुटियस ६३५

कर्सो ९४८

कूपराइट ११२०

कृत्रिम रेडियमधर्मा तत्त्व, artificial
radioactive ६७

केओलिन ४७४

केशालिनाइट ५४१

केशिस्तारो, Cannizzaro ३७

केलकेरोनी ८०५

केलेवेराइट ३२५

केलमल ४२७

केल्प ९८९

केल्विन ७८४

केसलर उपकरण ८४७

केस्टनर, Kestner २०८

कैडमियम ४१४-४१८, धातुकर्म

४१४, गुण ४१४, परमाणुभार,

ऑक्साइड, हाइड्रोक्साइड, ४१४,

कार्बोनेट, सलफाइड ४१५, सल-

फेट, क्लोराइड, आयोडाइड, ४१७,

नाइट्रेट ४१८, का तांबे से

पृथक्करण ४१६

कैरो का ऐनिड ८६१

कैलसाइट ३६९

कैल्मियम ३५६-३७६, खनिज

३५६, धातुकर्म ३६३, गुण

३६४, परमाणुभार ३६४,

ऑक्साइड ३६४, परीक्साइड

३६५, हाइड्रोक्साइड ३६६,

हाइड्राइड, कार्बाइड ३६७,

ऐनीटेड, ऑक्जलेट ३६८,

कार्बोनेट ३६९, सायनेमाइड,

नाइट्राइड, नाइट्रेट, फॉस्फाइड,

फॉस्फेट ३७१, सुपरफॉस्फेट

फेट ३७२, सलफाइड, ३७२,	कोयला, लकड़ी का ४९३, जाम्बव
विस्फुरक सलफाइड, बाइसल-	४९५, बिटुमिनी ४९६
फाइट, सलफेट ३७३, क्रोमेट,	कोरंडम ४५७
फ्लोराइड ३७५, प्लम्बेट ७८९	कोरोसिव सब्लिमेट ४३१
कैलेटे ७८४	कोल गैस ४९७-५००
कैलेमाइन ४०२	कोलम्बाइट ७७०
कैल्क्स्पार ३६९	कोलम्बियम ७७०-७७२, धातुकर्म
कैवेण्डिश, Cavendish १६४, ११४७	७७०, गुण, यौगिक ७७१
कैसनर ७८९	ऑक्सि-फ्लोराइड ७७१
कैसिटेराइट ५५७	कोलर की खानें ३२२
कैसियस, Cassius, का नीलरक्त ३२७	कोलेमेनाइट ५४३
कोबल्ट १०९२-११०३, धातुकर्म	काँस्टर और हेवैसी ५९९
१०९२, गुण १०९३, ऑक्सा-	क्यूप्रस २९२-२९५, क्लोराइड
इड, हाइड्रोक्साइड १०९४-	२९२, आयोडाइड, सल्फेट,
१०९५, परीक्साइड १०९६,	सलफाइड, सलफाइट, नाइ-
नाइट्रेट १०९९, कार्बोनिल	ट्राइड २९४, नाइट्राइट, साय-
११०० सिलिकेट स्माल्ट	नाइड २९५, संकीर्ण यौगिक
११००, फॉस्फेट ११००	२९९
कोबल्ट ग्लास १०९२	क्यूप्रोप्रोपियोनियम हाइड्रोक्साइड २९२,
कोबल्ट ब्लूम ७३०	३०१
कोबल्टस लवण १०९६-११००	क्यूप्रिएमिन क्लोराइड ३०१ -सल-
क्लोराइड १०९७, ब्रोमाइड,	फेट ३०१
आयोडाइड, सलफेट १०९८,	क्यूप्रिक २९५-२९९, आयन २९५,
अमोनियम सलफेट १०९८,	क्लोराइड २९६, कार्बोनेट,
नाइट्रेट १०९९, कार्बोनेट	ऐसीटेट २९७, नाइट्रेट, नाइ-
११००	ट्राइड, सायनाइड, सल्फाइड,
कोबल्टाइट ७३०, १०९२	सलफेट २९८, संकीर्ण यौगिक
कोबल्टिक लवण ११०१-११०३,	३०१
फिटकरी, सायनाइड ११०१	क्यूप्रोएमिन क्लोराइड ३००
कोबल्टनाइट्राइट १०९९	क्यूप्रोसायनाइड ३००
कोबल्टैमिन ११०२	क्यूरी, मेडेम ३९१

क्यूरी और जोलिओ ६७	क्लेग्रॉव ५९४, ५९७, ८८८, ९१८,
क्राइसोबेरी ३४०	९२८
क्रायोलाइट ४५७, ९४७	क्लोरोएपेटाइट ६८७
क्रिप्टन ११६३	क्लोर्स ऐसिड ९७०
क्रिस्टोबेलाइट ५३६-५३७	क्लोराइड ९६१
क्रूशॉक ७९३	क्लोरिक ऐसिड ९७१
क्रूकेसाइट ४८०	क्लोरीन ९४८-९७८, बनाने की
क्रूक्स ४८०, ११५१	विधि ९५०-९५४, वेल्डन विधि
क्रोकोइसाइट ८९७	९५१, डीकेन विधि ९५२,
क्रोम फिटकरी ९१७	गुण ९५४, जल ९५५, से डा-
क्रोम क्लोराइड ९११, ऐसीटेट,	चवन ९५६, ऑक्साइड ९६२-
सल्फेट, हाइड्रोक्साइड ९१२,	९६४, एक्रोक्साइड, ९६२,
ऑक्साइड, कार्बोनेट ९१३	ट्रिऑक्साइड ९६३, त्रिऑक्सा-
क्रोमाइट ८९७	इड, सप्ताक्साइड ९६४,
क्रोमिक ऑक्साइड ९०१, हाइड्रो-	चतुः ऑक्साइड ९६५, ऑक्स-
क्साइड ९०२, ऐसिड ९०४,	यीनिकों का संगठन ९७६-९७८
क्लोराइड ९१४, फ्लोराइड	क्लोरेट ९७३
९१५, ब्रोमाइड, सल्फेट ९१६,	क्लोरोपेटाइट ३५६, ६८७
नाइट्रेट, फॉस्फेट, सल्फाइड,	क्लोरो-क्रोमेट ९०९
सायनाइड ९१७	क्लोरोप्लम्बेट ५८८
क्रोमिटाइट ८९७	क्लोरोप्लैटिनिक ऐसिड ११३६
क्रोमिल क्लोराइड ९०८, ९०९	क्लोरोफॉस्फोमाइड ७२५
क्रोमियम ८९७-९१८, धातुकर्म	क्लोरोबिसमयस ऐसिड ७६६
८९७-९००, ऑक्साइड, हाइ-	क्लोरोसल्फोनिक ऐसिड ८७५
ड्रोक्साइड ९००, एकार्थ ऑक्सा-	क्लोस ११२०
इड ९०१, ट्रिऑक्साइड ९०३,	क्वार्ट्ज ५३७
ट्रिऑक्साइड ९०४	क्षार तत्त्व १९१-२७१, श्रृणानु-
क्रोमेट ९०५	उत्क्रम १९४
क्रोमेलिन ११५५	क्षारीय पार्थिव तत्त्व ३३५-३९५
क्लोवाइट ११५०, ११५१, ११५३	पारस्परिक समानतायें ३३७-
क्लेमेट ८६०	३३९

क्षेपक, reverberatory, भट्टी ५७२

खैर (cupellation) विधि ३०३

गन्धक ४, ८०३-८८०, व्यवसाय

८०४-८०९, सिसिली का ८०४,

फ्रेश या लूसियाना विधि ८०६,

८०७; माक्षिक से ८०७,

क्षार अवशेषों से ८०८, स्पेटो-

क्साइड से ८०९, के रूपान्तर

८०९, राँम्भिक ८११, एका-

नताक्ष (मोनोक्लिनिक), ८११,

डेल्टा (अमणिभ) ८१२, गामा

८१२, इलैश (कोलायडाय)

८१३, नेक्रियस ८१३, द्रव

८१३, वाष्प ८१४, गुण ८१५,

उपयोग ८१६, परमाणु-भार

८१६, फ्लोराइड ८२५, एक-

क्लोराइड ८२६, द्विक्लोराइड

८२७, चतुक्लोराइड ८२७,

एकब्रोमाइड, एकौक्साइड,

सेस्क्विऑक्साइड ८२८,

द्विऑक्साइड ८२९-८३२,

त्रिऑक्साइड ८३८-८३९,

यौगिकों का ऋणानु संगठन

८७८-८८०

गलित (स्यन्द), slag १३१

गल्य १०५०

गान १०१०

गामा किरण ४२

गारनीराइट ११०४

गार्नेट ५४१

गिल भट्टी ८०५

गीबर १९

गुडविन विधि ३७६

गुणित अनुपात का नियम २३

गुप्त स्याही १०९८

गोबर ८४०

गेलिस ८६९

गेलीना ५७२

गे लूजाक २४, ९४१, ९४९, ९८८,

स्तम्भ ८४२

गैलर्ड स्तम्भ ८४७

गैलियम ४७७, ४७८, ऑक्साइड

हाइड्रिक्साइड, सल्फाइड ४७७,

सल्फेट, नाइट्राइड, नाइट्रेट,

क्लोराइड, त्रिमेथिल ४७८

गोथाइट १०६८

गोल्डस्मिट, Goldschmidt १३८,

४६२, तापन विधि ८९८

गोल्ड, देखो स्वर्ण

ग्रीगर ५९४

ग्रीनोकाइट ४१३

ग्रेकाइट ४९१-४९३

ग्रेफिटिक ऐसिड ४९२

ग्रेहम ५४०, ७८९

ग्लूसिनम ३४०

ग्लोबर स्तम्भ ८४२

ग्लोबर Glauber १९, ९८४

चतुःक्रोमेट ९०९

चतुःथायोनिक ऐसिड ८६९-८७०

चपल ३

चरम दाब और तापक्रम ७८४

चान्स विधि, Chance's २१४-२१५

चांदी, देखो रजत
 विलेट चक्र ३०२
 चीनी मिट्टी ४७५
 चुम्बकीय पृथक्करण, magnetic
 separation १२६-१२७
 चूना ३५७
 चूने का पत्थर ३५६
 चैडविक, Chadwick ६०
 चैरकोगाइराइट ११०४
 ज़रकोन ५४१
 ज़रकोनियम ५९७-५९९, यौगिक
 ५९८, ५९९
 ज़र्मेन सिल्वर २८९, १११०
 ज़र्मेनम यौगिक ५९३
 ज़र्मेनिक यौगिक ५९२
 ज़र्मेनियम ७८, ५९१, ५९३ ऑक्साइड,
 हैलाइड ५९२, असलवण ५९३
 ज़र कांव ५४०
 ज़र गैस, water gas ५०१
 जानसेन ११४९
 जारण, roasting १३०, वात-
 कठोराइडकारक १३०, सल्फेट-
 कारक १३१
 जिओलाइट ४७४
 जिंक, देखो यशद
 जिंकब्लैण्ड ४०२, ४७७
 जिंकाइट ४०२
 जिंकट ४०९
 जिप्सम ३५६, ३५९
 ज़िनन ११६३
 जूठ ७८५

जूलियस थामसन, Julius Thom-
 son, वर्गीकरण ९३
 जोलियो Joliot ६७
 टके १०३०, १०३१
 टर्नबुलनील १०७७, १०८८
 टंगस्टन ९२३-९२८, अयस्क ९२३,
 धातुकर्म ९२३, गुण ९२४, यौगिक
 ९२५, ऑक्साइड ९२५, फ्लो-
 राइड, क्लोराइड, ब्रोमाइड ९२७,
 सल्फाइड, नाइट्राइड, फॉस-
 फाइड, ९२८, उपयोग ९२८
 टंगस्टिक ऐसिड ९२६, मेटा-९२७,
 टंगस्टेट ९२४, मेटा-९२६, अमो-
 नियम ९२६, पैरा-९२७
 टाइटेनाइट ५९४
 टाइटेनिक ऐसिड ५९६
 टाइटेनियम ५९४-५९६, हाइड्र-इड,
 ऑक्साइड ५९५, फ्लोराइड,
 क्लोराइड, सल्फाइड, सल्फेट-
 ५९६
 टारटार एमेटिक ७५९
 टिन, देखो वंग
 टेकनीशियम १०३०
 टेन्टाडाइमाइट ७६०, ८८८
 टेन्टाइड्राइट ७४५, ११२०
 टेनेण्ट ११२०
 टेंटेल्म ७७२-७७३, गुण, यौगिक
 ७७२
 टेंटेलाइट ७७०, ७७२
 टेंटेलिक ऐसिड ७७३
 टेंटेलेट ७७३

टेल्यूरस एसिड ८९०	डेवी ८४५, ९५०, ९७४, ९८८, ९८९
टेल्यूराइट ८८८	डोबरीनर, Dobereiner का त्रिक
टेल्यूराइड ८९१	Triad ७१
टेल्यूरिक एसिड ८९०	डोलोसेक १०३०
टेल्यूरियम ८८७-८९३, ओकर	डोलोमाइट ३४५, ३५५, ३५६
८८८, खनिज, तत्त्व	ड्यूमा Dumas १६५
८८८, गुण ८८९, ऑक्साइड	डूलीन (Dulong) और पेटो
८९०, फ्लोराइड, क्लोराइड,	(Petit) का नियम ३८-४०
ब्रोमाइड, आयोडाइड ८९२,	तत्त्व, सारणी ३२-३६
सल्फोक्साइड ८९३	तत्त्व परिवर्तन, Transmutation
टोपाज ४७४	५४-६८
ट्रैवर्स ११५०	तापन विधि, thermit process
ठंडी ज्वाला, Cold flame ६९५	१३८
डंस्टन विधि ४५१	तांबा, देखो ताम्र
डाउन्स, Downs २०२	ताम्र समूह २७३-३३३, विशेषताएं
डानाइट १०९२	२७४, ख-उमसमूह से तुलना
डाल्टन Dalton २३, ३१	२७५, परस्पर तुलना २७७
डि. चैंकोर्टो de chancourtois	ताम्र, तांबा, कॉपर २७८-३०२,
७३	अयस्क २७८, धातुकर्म २७९,
डिपेल तैल ४९५	शोधन २८६, गुण २८७, मिश्र-
डिसोर्मे ८४०	धातु २८९, परमाणुभार २९०
डोकेन विधि ९५२	ऑक्साइड २९०, परीक्साइड, हाइ-
डोवार ७८८, ११५६	ड्रॉक्साइड, क्यूप्रामोनियम हाइड्रो-
ड्यूटेरियम, deuterium १७४,	क्साइड २९२, लवण देखो क्यू-
भारां पानां १७६-१७७, के	प्रस और क्यूप्रिक, संकीर्ण यौगिक
यौगिक १७८, १७९	२९९
ड्यूटेरोन Deuteron ६५-६७	तृतिया २९८, ८०३
डेबस ८७०	त्याज्य, gangue १११
डेल्टा धातु २८९	त्रिकोमेट ९०९
डेब्रे १११९, ११२१	त्रिडाइमाइट ५३६-५३७
डेविल १११९, ११२१	त्रिथायोनिक एसिड ८६८

थाय्रेजिल नाइट्रेट ६८४	अमोनियम ९०९
थायोआर्सेनाइट ७४१	द्विधायोनिन ऐसिड ८६७
थायोएंटीमनियेट ७५७	द्विमैथिल ग्लाइऑक्साइड १११६
थायोकार्बोनिन ऐसिड ५०८, ५१९	द्विसिलेन ५३५
थायोकार्बोनेट, ५१८	द्विसिलोक्सेन ५३५
थायोनिन ऐसिड ८६७, ८७१	द्विहाइड्रोजन फॉस्फाइड ७०३
थायोनिल कठोराइड ८७४, ब्रोमाइड ८७५, फ्लोराइड ८७५	धनाणु positron ६३
थायोफॉस्फोरिल फ्लोराइड ७२३	धातुकर्म, metallurgy १२३-१४०
थायोबिसमथाइट ७६५	नमक २३७
थायोसलफेट ८६३, गुण, प्रतिक्रियायें ८६४, का संगठन ८६५	नाइट विधि ११३२
थायोसलफूरिक ऐसिड ८६३	नाइट्रस ऐसिड ६५६-६६२
थायोसायनिक ऐसिड ५२५	नाइट्रस ऑक्साइड ६३८, ६४०
थेगार्ड ९४१, ९४९	नाइट्राइट ६५८
थेनार्ड नॉल ११००	नाइट्राइड ६७४
थेलम लवण ४८१, ४८२	नाइट्रिक ऐसिड ६६३, ६७४, बर्क-लैंड-आइड विधि ६६५, पोलिम विधि ६६६, अमोनिया के उत्पन्न से ६६७, धातु के साथ प्रति० ६६९, धातुओं के साथ प्रति० ६७०, बूमवान, fuming ६७३
थेलिक लवण ४८१, ४८२	नाइट्रिक ऑक्साइड ६३९, ६४२-६४९
थैलियम ४८०-४८२	नाइट्रिकरण ६७३
थोराइट ६०१	नाइट्रिल क्लोराइड ६८१
थोरियम ६०१-६०३, यौगिक ६०२	नाइट्रिल क्लोराइड ६७९
थोरियनाइट ६०१, ११५३	नाइट्रेट ६७४
दर्शन बनाना, Mirroring ३१८	नाइट्रोजन ६०५, ६८५, और पंचम समूहों अन्य तत्त्व ६०६, ६०७, चक्र, ६११, प्राप्ति ६१२, गुण ६१३, सक्रिय ६१४, ६१७, परमाणुमार ६१७, हाइड्राइड ६१८
दियासलाई का व्यवसाय ६९७	ऑक्साइड ६३८, पराक्साइड, ६३९
दोपकज्जली, lampblack ४९५	
दुर्द्रव्य या अग्निजित, refractory पदार्थ १३५	
द्रावक, flux १३१	
द्राव विधि, liquation १३६	
द्विक्रोमिक ऐसिड ९०४	
द्विक्रोमेट ९०७, पोटैसियम ९०७,	

पंचौक्साइड, त्रिऑक्साइड, ६४०	निष्क्रिय गैस ११४१, ११६४, अथ-
परौक्साइड ६४६-६५१, पंचौक्साइड	करण ११६२
६५१, ऑक्सिऐसिड ६५३,	नेओन ११६२
का स्थिरीकरण ६७५, फ्लो-	नेलसन सेल, Nelson २०९०
राइड ६७८, त्रिक्लोराइड ६७९	नेसलर रस ४३४
त्रिब्रोमाइड ६८२	नोडक १०३०-१०३१
त्रिआयोडाइड ६८२, ६८३, सल-	नोबेल गानेट ४७४
फाइड ६८३	न्यूट्रोन ६०-६३
नाइट्रोलिम ६७७	न्यूलैंड्स, Newlands ७२
नाइट्रोसलफोनिक ऐसिड ६८५	पंच थायोनिक ऐसिड ८७०
नाइट्रोसिल क्लोराइड ६८०	पतंजलि १
नाइट्रोसिल फ्लोराइड ६७८	परआयोडिक ऐसिड १००४
नाइट्रोसिल ब्रोमाइड ६८२	परआयोडेट, पोटैसियम, बैरियम
नाइट्रोसिल सल्फेट ६८४	१००४
नाइट्रोसोसलफ्यूरिक ऐसिड ८४५	परएकसलफ्यूरिक ऐसिड ८६१
नागार्जुन १	परकार्बोनेट ५१५
नालोबियम ७७०-७७२	परथायोकार्बोनिक ऐसिड ५२०
निकेल ११०४-१११८, अयस्क	परक्रोमिक ऐसिड ९१०, नोला ९१०
११०४, धातुकर्म ११०४-	परक्लोरिक ऐसिड ९७५, ९७६
११०८, कार्बोनिल ११०६,	परबोरेट ४५ १
गुण ११०९, ऑक्साइड ११११,	परमाणुभार निकालने का विधि
१११२, कार्बोनेट १११२,	३७-४०
नाइट्रेट, क्लोराइड, सल्फेट	परमाणुभार सारणी ३२-३६
१११३, सल्फाइड १११४,	परमाणुरचना ४५-४७
कार्बोनिल १११५, और कोबल्ट	परमाणु संख्या, atomic number
१११५, पहिचान १११६,	४३
सायनाइड १११७	परमैंगनिक ऐसिड १०११
निकेल ओकर ११०४	परमैंगनेट १०२०, पोटैसियम १०२०-
निकेल ग्लान्स ७३०	१०२४
निक्रोम १११०	परसलफाइड ८२४
नितन ११६४	परसल्फेट ८६०, ८६१

परम्पूटाइट ४७४	पीट ४९६
पररेनिक ऐसिड १०३३	पीतल ६, २८९
पररेनेट १०३१, १०३४	प्रेटजाइट ८८८
परसलफ्यूरिक ऐसिड ८५८, ८६०	पेटेराइट ११८
पर्लाइट १०६१	पेटेलाइट ५४१
पर्सिनेटेरा विधि ३०८	पेटलेंडाइट ११०४, ११२०
पाइराइटोज, माक्षिक ८०३	पेलिंगोट ९२९, लवण ९०९
पाती, जल १६३, संगठन १६५,	पैटिन्सन विधि ३०६
सम्बद्ध अणु १६६, भौतिक गुण	पैलेडस यौगिक ११२८
१६६-१६७, रासायनिक गुण	पैलेडिक यौगिक ११२८
१६७, की सफाई १६९, कठोर,	पैलेडियम ११२७
hard और मृदु soft	पोज़ोदोन ६३
१७०-१७४, भारी heavy	पोटैसियम २४०-२५७, धातुकर्म
१७६, १७८, पहिचान १८०	२४०, गुण २४१, ऑक्साइड
पायरोलिग्निनस ऐसिड ४९४	२४१, कार्बिक पीटाश २४२,
पायरोलूमाइट ९५१, १०१०, की	हाइड्राइड २४२, फ्लोराइड,
शुद्धता निकालना १०१५	क्लोराइड, ब्रोमाइड २४३,
पायरोसलफ्यूरिक ऐसिड ८७३	आयोडाइड २४४, १९९७,
पायरोसलफ्यूरिक क्लोराइड ८७७	क्लोरेट २४५-२४७, १७३,
पालित परीक्षण १११६	परक्लोरेट, २४८, १७५, १७६,
परद (पारा, मरकरी) ४१८-४३५,	आयोडेट, कार्बोनेट २४६,
धातुकर्म ४१९, शोधन ४२०,	सायनाइड २४९, सायनेट,
गुण ४२१, संरस ४२२, परमा-	थायोसायनेट २५०, नाइट्रेट
णुभार, ऑक्साइड ४२३	(शोरा) २५१, सलफाइड, सल-
पार्क विधि ५७४	फाइड, बाइसलफाइड २५२,
पार्क विधि ३०६	सल्फेट, परसलफेट २५३,
पिकेट ७८४	परमेगनेट २५४, १०२०-५४,
पिचब्लैंड ३९०, ३९२, ९२८, ९२९	द्विक्रोमेट २५५, ९०७, क्रोमेट
पुनरुत्पादक स्टोव १०४६	९०५, फेरोसायनाइड २५६,
पुनरुत्पादित भट्टी, regenerative	१०८३, फेरिसायनाइड २५६,
१३३	१०८७, पहिचान २५७

पोर्टलैंड सीमेंट ३६०-३६२

प्रेशन नील १०७७, १०८६

प्राउस्ट, Proust २३

प्रिसाइट ४४३

प्रिस्टले, Priestley २२, १६४,

७७७, ७७८, ९४९

प्रोटोन ५५

प्लम्बिक क्लोराइड ५८८, सलफेट

५९०

प्लम्बेट ५८३

प्लास्टर आबू पेरिस ३५९

प्लेटिनम ११३१-११४०, अयस्क

११२०, वर्ग के तत्वों का पृथ-

क्करण ११२०-११२२, डेविल-

डेब्रे विधि ११२१, वर्गी तत्वों

की पहिचान ११२२, वर्गी

तत्वों के गुण ११२३-११२५,

धातुकर्म ११३१, गुण ११३२,

संजी ११३३, विस्फोटक

११३३, इयाम ११३३, इलैष

११३४, के प्रतिविष ११३४,

ऑक्साइड ११३४, हैलाइड

११३५, सलफाइड, सलफेट

कार्बोनिल ११३७, संकीर्ण योगिक

११३८

प्लैटिनीकृत एस्वेस्टस ११३२

प्लैटिनेमिन ११३६-११३७

पिसलोमेलन ३८१

फर्मी, Fermi ६८

फिट्करी, एलम ४७१, ८५७, पोटाश

४७१, सोडा ४७२, अमोनियम,

रजत, हबीडियम ४७३, क्रोम,

फेरिक, मैंगनिक ४७३

फिनेकाइट ३४०

फिलिप्स ८३८

फिशर ११५१

फेब्रे ८४०

फेरस लवण १०७०-१०७६, ऑक्सा-

इड १०६६, हाइड्रॉक्साइड

१०६८, ऐसिड १०७०, कार्बो-

नेट, नाइट्रेट, सलफेट १०७२,

क्लोराइड १०७४, सलफाइड

१०७६

फेरस-फेरिक ऑक्साइड १०६६,

१०६९

फोराइट १०६०-१०६१

फेरिक १०७६, ऑक्साइड १०६६,

१०६७, हाइड्रॉक्साइड १०६८,

क्लोराइड १०७८, फ्लोराइड,

ब्रोमाइड, नाइट्रेट १०७९,

सलफेट, फिट्करी १०८०, थायो-

सायनेट १०८१, फॉस्फेट, सल-

फाइड १०८२

फेरिसायनाइड ५२३

फेरेट १०७०

फेरोक्रोम ९००

फेरोमैंगनीज १०५०

फेरोसायनाइड ५२३, १०८३-१०८९

फेरोसायनिक ऐसिड १०८७

फेल्सपार ४७४

फैरेडे ८५८

फोटोग्राफी ३१९-३२२, प्लेट ३१९

डूबेलप करता ३२०, चित्र
 पक्का करता ३२०, चित्र
 कागजपर उतारता ३२१, टॉनिंग
 ३२१, नेगेटिवों का संशोधन
 ३२१, प्रकृषण ३२२
 फोर्डस और गेलिस का लवण ३३२
 फोर्डों ८६९
 फॉसजीन ५०७
 फॉसफर ब्रॉज ५६१
 फॉसफाइड, द्वि हाइड्रोजन ७०३,
 ठोस हाइड्रोजन-७०३
 फॉसफोन ६९९, गुण ७०१
 फॉसफेट ७२१
 फॉसफोनियम योगिक ६९९, ७०२
 फॉसफो-नॉल्लिबडिका ऐसिड ९२१
 फॉसफोर-फ्लोर-ब्रोमाइड ७२३
 फॉसफोरस ६८७-७२८, चक्र ६८८,
 इवेंट ६८९, ६९२, हड्डियों की
 राख से ६८९, खनिज से ६९०,
 लाल ६९१, ६९३ गुण ६९१
 सिन्दूरी ६९३, बीटा, गामा ६९३,
 ऐलफा, बीटा, डायम, बेजनी
 ६९४, रासायनिक गुण ६९४,
 परमाणुभार ६९६, हाइड्राइड
 ६९९, ऑक्साइड ७०४, ७०७,
 त्रिऑक्साइड ७०४, चतुरी-
 क्साइड ७०५, पंचोक्साइड
 ७०६, परीक्साइड ७०७,
 अम्ल ७०७-७२१, त्रिफलो-
 राइड ७२२, पंचफ्लोराइड
 ७२२, त्रिक्लोराइड ७२३,

पंचक्लोराइड ७२४, द्विक्लो-
 राइड, ऑक्सिक्लोराइड ७२६,
 त्रिब्रोमाइड, पंचब्रोमाइड, ७२६
 ऑक्सिब्रोमाइड, त्रिआयोडाइड,
 सलफाइड ७२७, सप्तसलफाइड
 ७२८

फॉसफोरस ऐसिड ७१०

फॉसफोराइट ६८७

फॉसफोरिक ऐसिड ७१५, आर्थो
 ७१५, मेटा ७१८, पायरो
 ७१८, रचना ७१९

फॉसफोरिल फ्लोराइड ७२३

फॉसिलनाइट ४०२, ४७८

फॉश विधि ८०७

फ्लोटेटलेट ७७१

फ्लोरएपेटाइट ६८७

फ्लोरस्फार ३५६, ९४०

फ्लोराइट ९४४, पहिचान ९४८

फ्लोरीन ९४०, ९४८, प्राप्ति ९४१,
 गुण ९४३, ऑक्साइड ९४७,

फ्लोरेट ९४८

फ्लॉजिस्टनवाद २१

बंधन, bond or linkage, वैद्युत
 संयोज्य १०१, ध्रुवीय, polar
 १०१, अध्रुवीय, nonpolar

१०२

बगमेन ६०१

बर्जीलियस ८४४

बर्ट्रेण्डाइट ३४०

बर्थेलो ७४५, ८५९, १११९

बर्थोले ९४९

बहुसलफाइड ८२४

बाइसलफाइड ८३२

बायर, Bayer १८८, ८६२

बायर विधि ४५९

बिटर्न से ब्रोमीन ९७९

बिसमडाइड ७६०

बिसमथ ७६०-७६८, धातुकर्म ७६०,

गुण ७६१, हाइड्राइड, ऑक्साइड

७६२, त्रिऑक्साइड ७६३, पंचो-

क्साइड ७६४, क्लोराइड, ऑक्सि-

क्लोराइड ७६५, द्विक्लोराइड,

ब्रोमाइड, आयोडाइड, फ्लोराइड

७६६, क्वबोनेट, नाइट्रेट, सल्फेट

७६७, थायोसल्फेट, फॉस्फेट ७६८

बिसमथ ओकर ७६०

बिसमथ ओराइड ३२५

लिसमथिक एसिड, मेडा ७६४

बिसमथिनाइट ७६०

बिसमथिल सल्फेट ७६७

बीटा किरण ४२

बुनसन, Bunsen २५८, २६१

बूसिंगील्ट ७८३

बेकन Bacon २७

बेकरेल, Becquerel ४१, ३९०,

९२९

बेराइटोज ३८१, ३८६, ब्यापार ३८७

बेरियम ३८१-३९०, धातुकर्म ३८१,

गुण ३८१, परमाणुभार, ऑक्सा-

इड ३८२, परीक्साइड, हाइ-

ड्रिक्साइड ३८३, क्वबोनेट ३८५,

नाइट्रेट, सल्फाइड, सल्फेट

३८६, फ्लोराइड, क्लोराइड

३८९, क्रोमेट, क्लोरेट ३९०

बेरील ५४१

बेरीलियम ३३९, ३४५, मणि ३४०,

धातुकर्म ३४१, ३४२,

गुण ३४२, ऑक्साइड, हाइ-

ड्रिक्साइड, ३४२, नाइट्रेट, कार्बा-

इड, कार्बोनेट, सल्फेट, टारट्रेट

३४४, ऐसीटेट ३४५

बेलजियन विधि ४०३

बेसीमरीकरण, Bessemerization

२८९, ११०५

बेंजीन, अकार्बनिक ४४१, ४५३

बैलर्ड ९६८, ९७८

बोरन ४४३-४५६, और कार्बन

४४१ और ऐल्यूमीनियम ४४२,

खनिज ४४३, धातुकर्म ४४३,

गुण नाइट्राइड, कार्बाइड

४४४, मणिभोज, वज्र ४४५,

परमाणुभार ४४५, त्रिऑक्साइड

४४५, निम्नऑक्साइड ४५२,

हाइड्राइड ४५२, फ्लोराइड

४५३, क्लोराइड, ब्रोमाइड ४५४,

आयोडाइड, सल्फाइड, नाइट्राइड

४५५

बोरिक एसिड ४४६-४४८, ऑर्थो

४४६, मेटा, पायरो ४४८

बोरेक्स ४४९, फुल्लिका प्रयोग ४४९

बोरेज़ोल ४४१, ४५३
 बोरेट ४४८, अनुमापन ४५१
 बोरेसाइट ४४३
 बोक्सइट ४५७, ४५९
 बोरेकेलसाइट ४४३
 ब्राउनरिंग १११९
 ब्राण्ट १०९२
 ब्रिटैनिया ५६१
 ब्रूमर-११४६,
 ब्रोमश्रीरिक ऐसिड २३१
 ब्रोमकार्बोनाइट ९७९
 ब्रोमस ऐसिड ९८६
 ब्रोमाइड ९८४
 ब्रोमिक ऐसिड ९८६
 ब्रोमीन ९७८, ९८८, प्राप्ति ९७८,
 गुण ९८०, ऑक्सिऐसिड ९८५,
 ऑक्साइड ९८८, द्विश्रॉम्माइड
 ९८८
 ब्रोमेलाइट ३४०
 ब्रोमेट ९८६
 ब्रोडो ७९५
 ब्रोनाइट १०१०
 ब्रोचिंग पाउडर, विरंजन चूर्ण देखो
 ब्लैक, Black २२
 ब्लैकेट ६४
 ब्लैक फिक्से ३८७
 भट्टियां, भ्राष्ट्र देखो
 भारतीय रसायन १-१६
 भारी स्फार ८०३
 भारी हाइड्रोजन ६६, देखो, ड्यूटीरियम

भ्राष्ट्र १३२-१३४, वात, blast १३२,
 क्षेपक, reverberatory
 १३२, अपावृत, muffles
 १३२, पुनरुत्पादित १३३,
 विद्युत् १३४, चाप, arc १३४,
 उपसादन induction १३४
 भणि ५
 मरकपुरस ४२५-४२९, ऑक्साइड ४२३,
 कार्बोनेट, नाइट्रेट ४२६, फ्लो-
 राइड, कथोराइड ४२७, ब्रोमाइड,
 आयोडाइड, सल्फेट ४२८
 मरकपुरिक ४२९-४३४, ऑक्साइड
 ४२३ ४२४, परीक्साइड ४२५,
 कार्बोनेट, सायनाइड, फ्लुमिनेट
 थायोसायनेट ४२९, नाइट्रेट,
 सल्फाइड ४३०, सल्फेट,
 कथोराइड ४३१, पथोराइड,
 आयोडाइड ४३३ संकीर्ण
 यौगिक ४३४
 माक्षिक २, १०४१
 मार्श-बर्जीलियस परीक्षण ७३४
 मार्शल ८५९, का ऐसिड ८५८-८६०
 मिट्टी के तेल का गैस ५०३
 मिलन भस्म, Millon's base ४३५
 मिशरलिक. Mitscherlich ४०
 मिश्रपिकेल ७२९
 मूषा १६
 मेगनीशियम ३४५-३५६, धातु-
 कर्म ३४६-३४८, गुण ३४८,
 परमाणुभार ३४९, ऑक्साइड

३५१, हाइड्रोक्साइड ३५०,
 परीक्साइड फ्लोराइड, क्लोराइड
 ३५२, ब्रोमाइड, आयोडाइड,
 कार्बोनेट ३५३, नाइट्राइड, नाइट्रेट,
 सल्फाइड, सल्फेट, ३५४,
 फॉस्फेट ३५५, मिश्रधातु ३५५
 संरस ३५६, सिलिसाइड ५३४
 मैग्नीशिया एलवा ३५३
 मैग्नेटाइट १०४१
 मैग्नेसाइट ३८५
 मेटावाइसल्फाइड ८३५
 मेयर ९४१
 मेयो ७७७
 मेरम ७९३
 मेलिटिक एसिड ४९७, एनहाइड्राइड
 ५०४
 मैकआर्थर फोरसट विधि ३२५
 मैंगनस लवण १०२८-१०२७, क्लो-
 राइड, कार्बोनेट १०२५, नाइट्रेट,
 सल्फाइड, सल्फेट १०२६,
 फॉस्फेट, ऑक्जेट, बोरेट १०२७
 मायनाइड १०२९, १०१३,
 मैंगनाइट १०१८
 मैंगनिक लवण १०२८-१०२९,
 क्लोराइड, फ्लोराइड, सल्फेट
 १०२८, मायनाइट १०२९
 मैंगनीज १००९-१०२९, और हेक्जोन
 १००७, और क्रोमियम १००८,
 अयस्क १००९, धातुकर्म १०१०,
 गुण १०११, फेरो- १०११,
 ऑक्साइड १०१२, हाइड्रोक्साइड

१०१३, द्विऑक्साइड १०१४,
 त्रिऑक्साइड १०१६, सप्ता-
 क्साइड १०१७, ऑक्सिएसिड
 १०१८, लवणों का अनुपात
 १०२९
 मैंगनेट १०१८
 मैंगेनाइट १०१०
 मंडेलोफ, Mendeleef ७३, ७४
 संविभाग ७३-८१
 मैन्ले ११४६
 मैमूरियम १०३०
 मोजेक गोल्ड ५७१
 मोनेजाइट ६०१, ११५३
 मोनेल धातु २८९, १११०
 मोयसा ८२५, ९४१, ९४२, ९४३
 मोर लवण ४७३
 मोसले Moseley ४३, ४४
 मॉलिवडाइट ९१८
 मॉलिवडिक एसिड ९२१
 मॉलिवडोनम ९१८-९२३, अयस्क
 और खनिज ९१८, धातुकर्म
 ९१९, गुण ९१९, यौगिक
 ९२०, ऑक्साइड ९२१,
 क्लोराइड ९२२, सल्फाइड
 ९२२, उपयोग ९२३
 मॉलिवडेनाइट ९१८, ९१९
 मॉलिवडेट ९२१, अमोनियम ९२१,
 फॉस्फो ९५१
 मॉड विधि ११०५, ११०६
 म्यूनिटिक एसिड ९४९
 यंत्र १०-१५

यशद ४०२-४१२, धातुकर्म ४०२-

४०५, गुण ४०५, परमाणुभार

४०७, ऑक्साइड, परीक्साइड,

हाइड्रोक्साइड ४०८, सिलिकेट,

नाइट्रेट, - सल्फाइड ४१०,

हाइड्रोसल्फाइड, सल्फेट,

क्लोराइड ४११, सायनाइड,

एथिल, संकीर्ण यौगिक ४१२,

यशद और कैल्शियम समूह

३९८, और कौडीमियम ३९९,

और तांबा ४००, और

ताम्र समूह ४०१

विट्रियम ४८२

यूरे, Urey ६५, १७६

यूरेनस यौगिक ९३३

यूरेनिक ऐमिड ९३२

यूरेनियम ३९१, ९२८-९३४, अयस्क

९२९, धातुकर्म ९३०, गुण

९३०, समस्थानिक ९३१,

यौगिक ९३१, ऑक्साइड,

९३१, फ्लोराइड ९३२,

ब्रोमाइड, नाइट्रेट, नाइट्राइड,

कार्बाइड ९३३, कार्बोनेट ९३४

यूरेनिल लवण ९३२-९३४

रजत ३०२-३१९, धातुकर्म ३०२-३०७

परमाणुभार ३०८, गुण, अनुपात

निकालना ३०९, आयन वाली

प्रतिक्रियायें ३१०, ऑक्साइड,

परीक्साइड ३१२, कार्बोनेट,

क्लोराइड ३१३, ब्रोमाइड ३१४,

आयोडाइड, क्लोरेट, सल्फाइड,

सल्फाइड ३१५, सल्फेट, थायो-

सल्फेट, नाइट्राइड, नाइट्राइड

३१६, नाइट्रेट, फॉसफेट, एंति-

टिलाइड ३१७, सायनाइड,

थायोसल्फेट ३१८, दर्पण ३१८

रथरफोर्थ, Rutherford ५४, ५८

रम २

रमक ३

राइशनस्टाइन ८८७

रिअलगर ७२९

रिओ-टिटो विधि २८१

रिक्टर, Richter २४

रिजे ११५५

रिनमैन हरित ११०१

रुथेनियम ११२५-११२६

रुथेनेट ११२५

रुथोडियम २५८-२६१, निष्कर्षण,

धातुकर्म २५९, गुण, यौगिक २६१

रुटाइल ५९४

रेंओस्टन ११११

रेगुलस, कुधातु २८२

रेडन ११६४

रेडियम ३९०-३९५, धातुकर्म ३९२,

गुण ३९४, यौगिक ३९४, विभाजन

३९५

रेडियमधर्मा, radioactive पदार्थ ४१

रेनियम १०३१-१०३४, धातुकर्म

१०३१, यौगिक १०३२-१०३४

और ऑक्सिमियम १००९, और

मैंगनीज १००८

रेमजे ५४, ११४१, ११४९, ११५०,

११५४

रूले ११४१, ११४८, ११५४, ११५५
रोज ७७०

रोडियम ११२६-११२७

रोडोनाइट १०१०

रोवक ८४०

रोस्को ७६८

लली, रेमण्ड Lully २७, २९

लाजावर्त्त, लाजवर्द ४७४

लिम्नाइट ४९६

लिण्डे ७८४

लिथोपोन ३८९

लिन्नाइट १०९२, ११०४

लिमोनाइट १०४१

लोथियम १९३, और मेगोशियम

१९४, १९६-२०१, खनिज

१९७, निष्कर्षण १९७, धातुकर्म

१९८, योगिक १९९, ऑक्साइड

१९९, परीक्साइड, हाइड्रॉक्सा-

साइड, कार्बोनेट, फॉस्फेट २००,

सल्फेट, फ्लोराइड, क्लोराइड,

नाइट्राइड २०१ पहिचान २०१

लीब्लांक Leblanc विधि २१२-२१४

लुक, glaze ४७६

लुंगे ८४५

लुजो परीक्षण ४९३

लूसियाना विधि ८०७

लेड, देखो सीस

लेनरकाइट ५७२

लेपिस लेजुली ४७४

लेमरी ८४०

लेब्बाजिये २२, ६०९, ७७८, ७७९

लैंगम्योर १६१

लैन्थेनम ४८२

लोथरमेयर, Lothar Meyer

का वक्र ८७

लोराइट ११२०

लोरेंडाइट ४८०

लोहा १०३५-१०८९, और क्रोमियम

और मैंगनीज १०३८, अवस्था

१०४१, धातुकर्म १०४१-१०६०,

वातभट्टी १०४३, शुकर वा

ढलवाँ १०४९, स्पीगल १०५०,

घनवर्धनीय या पिटवाँ १०५१,

इस्पात १०५३, रुमान्तर १०६०,

शुद्ध १०६२, गुण १०६२,

निश्चेष्ट १०६४, जंग १०६४,

ऑक्साइड १०६६, सल्फाइड

१०८२, कार्बोनिड १०८२

लॉकयर ११४९

ल्यूसाइट ४५७

वंग ५५७-५७१, धातुकर्म ५५७-

५५९, गुण ५५९, रोदन ५६०,

मिश्रधातु ५६१, परमाणुभार

५६१

वाटर गैस ५०१

वात, blast, भट्टी १०४३, स्टोव

१०४५, भट्टी की प्रतिक्रियायें

१०४७

वार्ड ८४०

विकलर ५९१

विच्छेद, disintegration ५५

विड १

- विद्वैराइट ३८१
 विरंजन ९७०
 विरंजनचूर्ण ९६७, संगठन ९६८,
 गुण ९६९
 विलिंगर ८६२
 वीकाइट ४८२
 वुड १११९
 वुलेस्टन ११२०
 वुल्फेनाइट ९१८
 वुल्फाम, देखो टंगस्टन
 वुल्फेमाइट ९२३
 वूहलर ८३८
 वेकनरोडर ८७०
 वेंजल ९४१
 वेनेडिनाइट ७६८
 वेनेडियम ७६८-७७०, धातुकर्म
 गुण, योगिक ७६९-७७०
 वेलेटाइन, Basil Valentine १९
 वेलेण्डिनाइट ७४५
 वेल्डन विधि ९५१
 वेल्श विधि २८१, २८२
 वेवेलाइट ४५७
 वैकटरमिया, १६२
 वैक्रान्त २
 वोलेस्टोनाइट ५४१
 वोल्केनाइट ८८१
 व्युत्क्रम अनुपात का नियम २४
 शिलाजीत ३
 शोलाइट ९२३
 शीले, Scheele २१, ७७८,
 ८१७, ९१८, ९२३, ९४१, ९४९, १०१०
 शुष्क वर्ष ५१३
 शून्य समूह ८५, ११४१-११६४, भौतिक
 गुण ११४३, एक परमाणुकता
 ११४३-११४६, के तत्त्वों के
 योगिक ११४६, हाइड्रेट ११४६,
 रेल के प्रयोग ११४८, खोज
 का इतिहास ११५२, गैसों का
 पृथक्करण ११५२, रैले-रेमजे
 विधि ११५४, डोवार विधि
 ११५६-११५८, द्रव वायु से
 ११५८
 शैफ्ट भट्टा ४१९
 शोधन, refining धातुओं का १३५
 शोनवाइन ७९३
 श्वानहार्ट ९४१
 संश्लेषक समूह, transitional ८६
 संश्लेष्यता, valency ९६-११५,
 अस्थिर ९८; का चित्रण ९९, और
 क्रमाणु ९९, के प्रकार १००;
 वैद्युत् संश्लेष्य बंधन १०१, सर्व
 coordination १०३, १११
 सह, covalency १०३, ११०,
 विद्युत् १०३
 संरस, एमलगम ४२२
 संरस, amalgamation विधि ३०४,
 मैक्सिकन ३०४, अमरीकन ३०५
 संगमरमर ३५७
 संचायक सेल ५८१
 सफेदा, ह्वाइटलेड ३८९, ५८४-५८५

समरूपता, isomorphism ४०

समस्थानिक, isotopes ३२-३६,

• ८१-८४

सरपेक विधि ४५९

सरपेटाइन ५४१

सलफाइट ८३२, ८३४

सलफाइड ८२२, बहु-(पोली-)

८२४, हाइड्रोजन पर -८२४,

सलफेट ८५६

सलफोनाइट्रोनिक एसिड ८४५

सलफोक्जिलिक एसिड ८७२

सलफ्यूरस एसिड ८३२-८३४, रचना

८३५-८३८

सलफ्यूरिक एसिड ८४०-८५६,

सीसवेदम विधि ८४१, सीसवेदम

प्रतिक्रियायें ८४४, नाइट्रोसो

८४५, सान्द्रिकरण ८४६, कैस-

फ्रेड विधि ८४६, सम्पर्क विधि

८४८, वेडिशे विधि ८४९,

मैनहाइम विधि ८४९, ओलियम

या धूमवान ८४९, ८५२,

ग्रिल्लो थ्रोडर विधि ८५०, गुण

८५०, विलयन-घनत्व ८५१,

नार्डहौसन का ८५२, पानी के

प्रति स्नेह ८५२, की अम्लता

८५४, के साथ उपचयन ८५४,

पर एसिड ८५८-८६२

सलफ्यूरिल क्लोराइड ८७६

सर्वगमन, coordination संख्या

१०४

• सर्वसंयोज्य ११२

सान्द्रिकरण, concentration, १२७:-

सायनाइट ५४१

सायनाइड ५२३, ५२५, ६७७

सायनाइड विधि ३०७

सायनिक एसिड ५२४

सायनेमाइड ६७७

सायनोजन ५२१, क्लोराइड ५२४

सिडराइट १०४१

सिरटोलाइट ५९९

सिलवर, देखो रजत

सिलवर ग्लान्स ३०२

सिलवेनाइट ८८८

सिलिकन ५३०-५५६ और कार्बन

५२८, वज्र ५३०, ५३१,

अमणिभ- ५३२, परमाणुभार

५३३, हाइड्राइड ५३३, एकौ-

क्साइड ५३६, द्विऔक्साइड

५३६, चतुःफ्लोराइड ५५०,

चतुःक्लोराइड ५५३, त्रिकलो-

राइड ५५३, ऑक्जेलिक एसिड

५५३, मेसौक्जेलिक एसिड

५५४, चतुः ब्रोमाइड ५५५,

ब्रोमोफार्म ५५५, आयोडोफार्म

५५५, कार्बाइड, बोराइड, नाइ-

ट्राइड, सलफाइड ५५६

सिलिका ५३६, ५३८, श्लेष ५४०

सिलिकेट ५४०-५४५

सिलिकोक्लोरोफार्म ५३५, ५५१,

५५४

सिलिसाइड ५३५

सिलिसिक एसिड ५३९-५४२

सिलीसियम भट्ठी ४०४

सिलेन ५३४-५३६

सिलोक्सीन ५३६

सीजियम २६१-२६४, निष्कर्षण २६२,

धातुकर्म २६३, यौगिक २६३

सीमेन्ट ७१५

सीमेंट ३६०-३६२

सीमेंटाइट १०६१

सीस, ब्लेड, ५७१-५९१, अयस्क ५७२,

धातुकर्म ५७२-५७४, शोधन

५७४, गुण ५७५, पायरो-

फोरिक ५७६, परमाणुभार

५७७, हाइड्राइड, उर्ध्वमाइड

५७७, एंकोसाइड, लाल

या चतुर्गुणाइट ५७८, सेस्क्वि

ऑक्साइड, परीक्साइड ५७९,

हाइड्रोक्साइड ५८२, कार्बोनेट

५८४, ऐसीटेट क्लोराइड ५८६,

फ्लोराइड, ब्रोमाइड, आयोडाइड,

क्लोरेट ५८७, चतुः परोराइड,

सल्फाइड ५८८, पंचसल्फाइड,

सल्फेट ५८९, क्रोमेट ५९०,

फॉस्फेट, वॉरेट ५९१

सुपरफास्फेट, चूने का ३७२

सुहागा (बोरेक्स) २३६, ४६३,

४६९, फुल्लिका परीक्षण ४६९

सुश्रे १०३०

सेनरमनाइट ७४५

सेनेबार ४१८

सेरुसाइट ५७३

सेलीनियम ८८१-८८७, खनिज

८८१, तत्त्व ८८१, रूपान्तर

८८२, गुण ८८३, ऑक्साइड

८८४, हाइड्राइड ८८५, ऑक्सि-

हाइड ८८६

सेलीनोलाइट ८८१

सेलेनाइट ८८७

सेलेनिक एसिड ८८४, ८८५

सेलेनेट ८८५

सेलेनोफीन ८८७

सेलेस्टाइन ३७६

सेडियम २०२-२३९, धातुकर्म २०२,

गुण २०४, ऑक्साइड, परी-

क्साइड २०५, कास्टिक सोडा

२०७-२११, कार्बोनेट २११-

२१९, बाइकार्बोनेट २१९,

सेस्क्वि कार्बोनेट २२०, सीय-

नाइट, सायनेमाइट २२१, सींडा-

माइट, नाइट्राइट, नाइट्राइट

२२२, नाइट्रेट २२४, फॉस्फेट

२२५-२२७, आर्सीनेट २२७,

सल्फाइड २२७, हाइड्रो-सल्फाइड

२२८, हाइड्रोसल्फाइट २२९,

सल्फाइट २३०, बाइसल्फाइट

२३०, मेटाबाइसल्फाइट, पीटे०

सल्फाइट २३१, सल्फेट २३२,

प्रेसिड सल्फेट २३३, थायो-

सल्फेट २३४, चतुःथायोनेट,

परसल्फेट, सिलिकेट २३५,

बोरेट (सुहागा) २३६, क्लो-

राइट २३७, ब्रोमाइट २३८

हाइपोक्लोराइट, क्लोरेट, पर-
क्लोरेट २३९, परक्लोरेट ३८८,
४५१, परकार्बोनेट ५१५,
फ्लोसिलिकेट ५५२, नाइट्रो-
प्रसाइट १०८९

सोना, देखो स्वर्ण

सोलडर ४६२, ५६१

सौडो, Soddy ५५

सोलवे, Solway विधि २१५-२१८

स्कन्दन या प्रस्फुरण, phosphore-
science ६९२

स्कैलिजर १११९

स्कैंडियम ४८२

स्टाल, Stahl २१

स्टालरिमट ९६८

स्टिबनाइट ७४५-७५६

स्टिबोन ७४९-७५१

स्टोफेनाइट ७४५

स्टैनस लवण, ऑक्साइट ५६२,

क्लोराइट ५६५, ब्रोमाइट,

आयोडाइट ५६७, सल्फेट,

नाइट्रेट, सल्फाइट, ५६८

स्टैनिक लवण, हाइड्राइट ५६२,

ऑक्साइट ५६३, एसिड

५६३-५६५, क्लोराइट ५६९,

ब्रोमाइट, फ्लोराइट, सल्फेट,

सल्फाइट ५७०

स्ट्रुट ६१४

स्ट्रोमियर ४१३

स्ट्रॉशियम ३७६-३८०, धातुकर्म

३७६, गुण ३७७, ऑक्साइट,

परॉक्साइट, हाइड्रोक्साइट, ३७८,

कार्बोनेट, नाइट्रेट, सल्फाइट

३७९, सल्फेट, क्रोमेट, फ्लो-

राइट, क्लोराइट, पश्चिमापन

३८०

स्ट्रॉशियेनाइट ३७६

स्थानान्तरण नियम, law of dis-
placement ९४, ९५

स्थिर अनुपात का नियम २३

स्पाइस कोबाल्ट १०९२, ११०४

स्पेरिलाइट ११२०

स्प्रेमल शून्यक पम्प ४२०

स्फेलेराइट ४७८

स्मिथसोनाइट ४७८

स्वर्ण ३२२-३३३, खान ३२२,

धातुकर्म ३३३-३२६, शोधन

३२६, गुण ३२६, कोलॉयडल

३२७, परमाणुभार ३२८,

ऑक्साइट ३२८, लवण ३२९-

३३२; विस्फोटक (fulminat-

ing) ३३०, नाइट्राइट ३३२,

सल्फाइट ३३२, पहिक्कन ३३३

हवा, का द्रवोत्पन्न ७८३-७८७,

क्लोडे-लिडे यंत्र ७८६

हाइड्रोजीन ६३२-६३५

हाइड्रोजीक एसिड ६३५-६३७

हाइड्रोआयोडिक एसिड ९१४-९१७

हाइड्रोक्लोरिक एसिड ९५७, बनाने

की विधि ९५८, गुण ९५९,

समन्वयी मिश्रण ९६०

हाइड्रोक्लोरोप्लम्बस एसिड ५८६

हाइड्रोजन १४२-१६३, और आवर्त-
संविभाग ८८, १४३-१४७;
प्राप्ति, विद्युत् विधि से १४७-
१५०, माप से १५१, वाटरगैस
से १५३, अम्लों से १५३, क्षारों
से १५५, हाइड्राइडों से १५५, गुण
१५५, के साथ प्रतिक्रियायें १५६-
१५८, नवजात, nascent १५८,
अधिशोषित, adsorbed १५९,
परमाणविक, atomic १६०,
लैंग्मोर का १६१, क्रियाशील,
active, बैकटरमिया का १६२,
ऑयों और पैरा १६२

हाइड्रोजन आयोडाइड १९४-१९७

हाइड्रोजन टेल्लूराइड ८९१

हाइड्रोजन परोक्साइड १८०-१८९,
मान्त्रीकरण १८२, बनाने की
विधि १८२, गुण १८३, उप-
चायक गुण १८४, अपचायक
गुण १८५, संगठन १८४, को
पहिचान १८९

हाइड्रोजन सल्फाइड ८१७, शुद्ध ८१९,
गुण ८२०

हाइड्रोसायनिक ऐसिड ५२२

हाइड्रोजन सेलेनाइड ८८७

हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड ९४५

हाइड्रोफ्लोसिलिक ऐसिड ५५१,
५५२

हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड ९८१, विधि
९८१, गुण ९८३

हाइड्रोक्सिलेमिन ६२९-६३२

हाइपो ८६३-८६६

हाइपोआयोडस ऐसिड १०००

हाइपोक्लोरोस ऐसिड ९६५

हाइपोक्लोराइट ९६५

हाइपोनाइट्रस ऐसिड ६५३-६५५

हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड ७०७

हाइपोफॉस्फोरिक ऐसिड ७१३

हाइपोब्रोमस ऐसिड ९८५

हाइपोब्रोमाइट ९८५

हाइपोवेनेडेट ७६९

हाइरोसलफ्यूरस ऐसिड ८७२

हिफ्लेब्राण्ड ११५०

हक ७७७

होरा ४८९-४९१

हीलाइड ११४६

हीलियम ११४९, ११६१, ११६२,

खोज ११४९, द्रव ११६२

हेमेटाइड १०४१

हेवी स्पार ३८१

हेयर १११९

हेरोस्की १०३०

हेलमण्ट- (van Helmont) १९

हैफनियम ५९९-६००

हैम्पसन ७८४

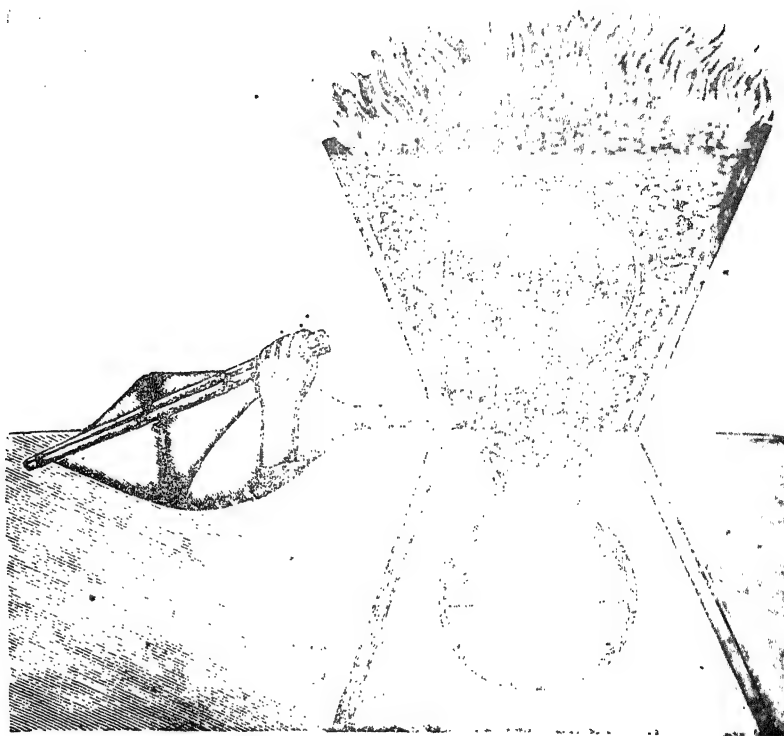
हैलोजन ९३५-१००६ समानतायें

९३६, आयनिक व्यासार्ध ९३७,

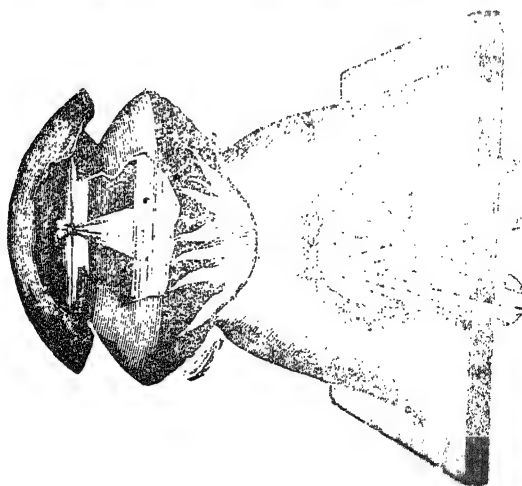
अन्तर-यौगिक ९३९

हार्न सिल्वर ३०२

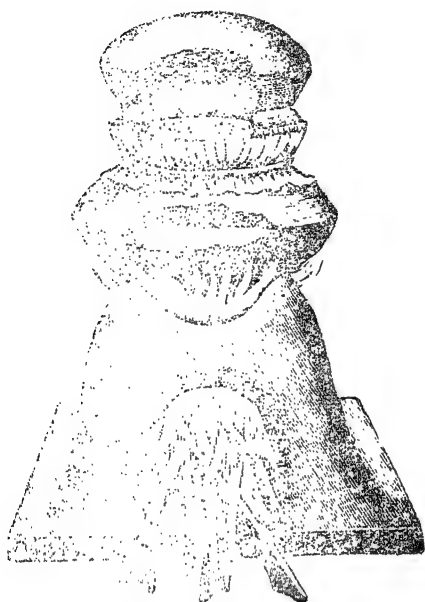
होसमेनाइट १०१०



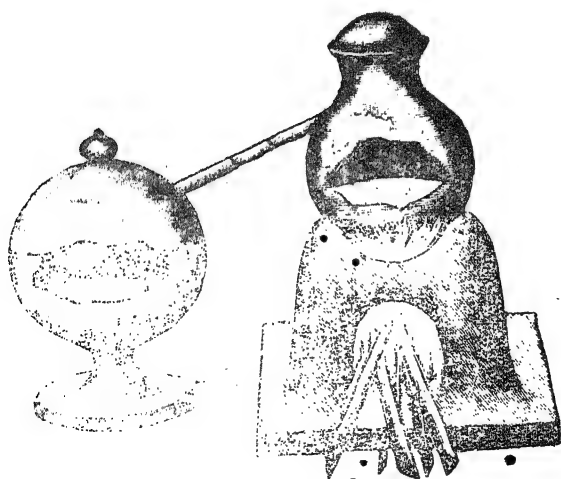
चित्र १—कोष्ठिका यंत्र (रसक से जस्ता निकालने का यंत्र)



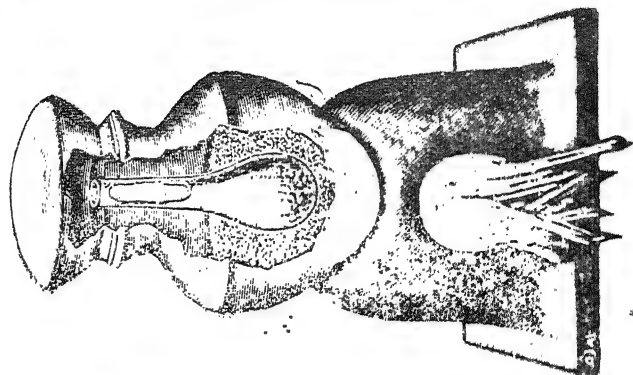
चित्र २—दोला उत्र



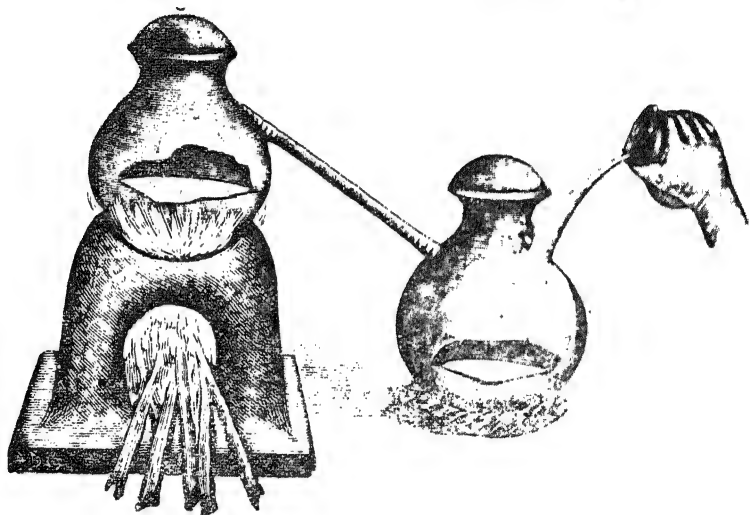
चित्र ३—स्वेदनी यंत्र



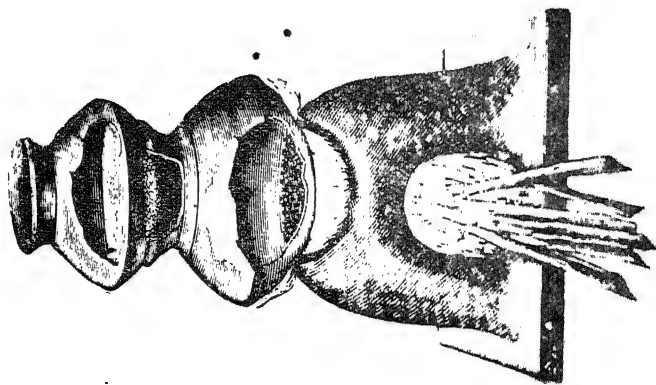
चित्र ४—ढेकी यंत्र



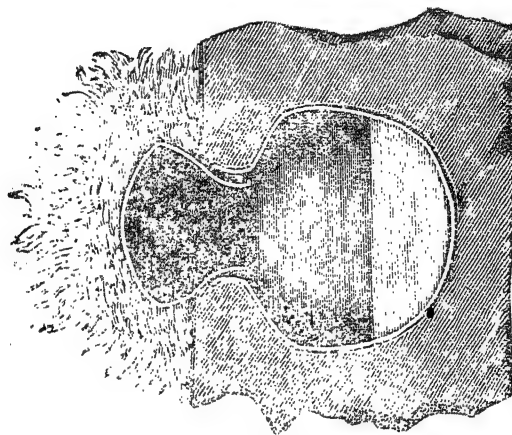
चित्र ५—वायुका यंत्र



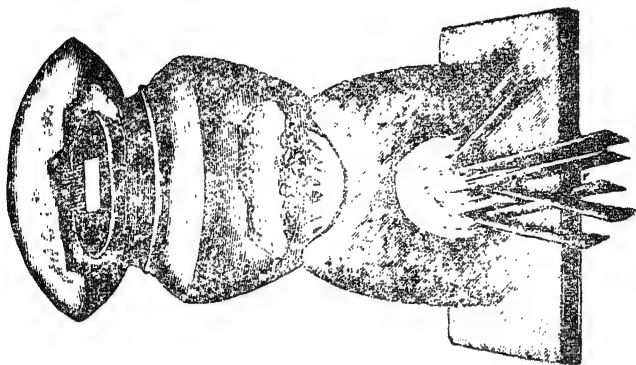
चित्र ६—तिर्यकपातन यंत्र



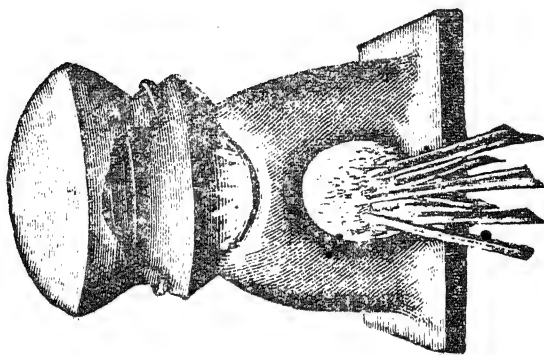
चित्र ७—विद्याधर यंत्र



चित्र ८—अधःपातना यंत्र



चित्र ९—धूप यंत्र
[स्वर्ण पत्र उड़ाने का यंत्र]



चित्र १०—पातना यंत्र

(distil) करके ऐसिड प्राप्त करते हैं। इस ऐसिड-मिश्रण का (शंखद्रावरस का) आविष्कार रस-प्रदीप के समय से (१६ वीं शताब्दी के आरम्भ से) ही हुआ। यह विशेष उल्लेखनीय है कि भावप्रकाश (जिसकी रचना रसप्रदीप के बाद की है) के रचयिता को शंखद्रावरस का ज्ञान नहीं था क्योंकि उसने कहीं इसका उल्लेख नहीं किया।

भावप्रकाश का रचयिता भावमिश्र है। यह आयुर्वेद का विस्तृत ग्रंथ है। इसमें चरक, सुश्रुत, वाग्भट्ट, हारीत, वृन्द और चक्रपाणि का उल्लेख है। इसमें रसप्रदीप, रसैन्द्र चिन्तामणि, शाङ्गधर आदि ग्रंथों के आधार पर धातु-सम्बन्धी योगों का वर्णन है। फिरंग रोग के उपचार में चापचीनी और कर्पूरस का प्रयोग इसने भी स्वीकार किया है। भावमिश्र अकबर के समय में हुआ था, और उसके ग्रंथ पर मुसलमानी प्रभाव भी स्पष्ट दीखता है।

१६ वीं शताब्दी के लगभग ही धातु-क्रिया या धातुमञ्जरी नामक एक उपयोगी ग्रंथ संग्रह हुआ। इसे रुद्रयामल-तंत्र के अन्तर्गत ही समझा जा सकता है। इसमें फिरंगों का और रुम (कुमकुमगुणिना) का उल्लेख है। अन्य ग्रंथों की अपेक्षा इस ग्रंथ में कुछ विशेष बातें हैं, अतः हम इनका उल्लेख कुछ विस्तार से करेंगे।

(१) राँगा, लोहा और ताँबा ये मुख्य धातु हैं।

(२) सभी धातुएँ चाँदी के साथ संयुक्त होकर उत्तम हो जाती हैं।

(३) सत्त्वजा धातु (जो त्रपु और ताँबा के संयोग से बनती है) मध्यम है। सीसा और त्रपु के संयोग से बनी धातु निकृष्ट है।

(४) शुल्ब (ताँबा) और खर्पर (calamine, जस्ता) के संयोग से पीतल बनती है।

(५) वंग और ताँबे के संयोग से काँसा बनता है।

(६) खर्पर और पारे के संयोग से रसक बनता है। वैसे तो रसक और खर्पर दोनों ही एक पदार्थ के नाम हैं। पर यहाँ खर्पर का अर्थ जस्ता धातु से है, और पारे के मेल से जो रसक बना वह ज़िंक-एमलगम है।

(७) कोमलाग्नि में गरम करने से सीसा (नाग) सिन्दूर (red lead) में परिणत हो जाता है। इस ग्रंथ में पहली बार “दाह-जल” (जलानेवाला पानी) शब्द आया है जो गन्धक का तेजाव (sulphuric acid) है। ताँबा इसके योग से नीलाथोथा या तूतिया (तुत्यक) देता है।

रसायन बनाने के यंत्र—वाग्भट्ट के रसरत्नसमुच्चय के ६ वें अध्याय में रासायनिक यंत्रों का उल्लेख मिलता है।

१. दोला यंत्र (चित्र २)—हाँडों या मटकी को द्रव से आधा भरते हैं। मुँह पर एक दंड (rod) रख के उसके बीच से रसपोटली बाँधकर द्रव में लटकते हैं। ऊपर से ढकने से मटकी बन्द कर देते हैं। द्रव को उबालकर स्वेदन करते हैं।

२. स्वेदनी यंत्र (चित्र ३)—उबलते पानी की हाँडी के मुँह पर कपड़ा बाँधते और उस पर पदार्थ को रखते और ऊपर से दूसरी हाँडी उलटकर रखते हैं। एक हाँडी पर दूसरी हाँडी उलटकर इस तरह रखते हैं कि एक का गला दूसरे के भीतर आ जाय। गले के जोड़ों पर भँस के दूध, चूना, कच्ची खाँड़ और लोहे के जंग का मिश्रण लेप देते हैं। यह यंत्र ऊर्ध्वपातन (sublimation) और स्ववण (distillation) दोनों का काम देता है।

४. अवपातना यंत्र (चित्र ८)—यह यंत्र पातना यंत्र के समान है। ऊपर की हाँडी के पेंदे में पदार्थ लेप देते हैं, और कंडों से गरम करते हैं। नीचे वाली हाँडी में गानी रखते हैं। पदार्थ से निकली भापें नीचे वाले पानी में घुल जाती हैं।

५. ढेकी यंत्र (चित्र ४)—घड़े या हाँडी की गर्दन के नीचे एक छेद करके इसमें बाँस की नली लगाते हैं। नली का दूसरा सिरा काँसे के पात्र से जुड़ा रहता है। इस पात्र में पानी रहता है। काँसे का पात्र दो कटोरों से मिलकर बनता है। एक कटोरा दूसरे पर आँधा होता है। घड़े को भट्टी या चूल्हे पर गरम करते हैं।

६. बालुका यंत्र (Sand bath) (चित्र ५)—लम्बी गर्दन की काँच की कलसी (glass flask) में पारद यंत्रवाले द्रव्य रखते हैं, और इस पर कपड़े के कई लपेट चढ़ाते हैं। फिर मिट्टी ऊपर से लेपकर धूप में सुखा लेते हैं। कलसी का तीन चौथाई भाग बालू में गाड़ देते हैं। [बालू मिट्टी के चौड़े घड़े में ली जाती है।] बालूवाले घड़े को भट्टी पर रखते हैं। घड़े के मुँह पर एक और हाँडी उलटकर रख देते हैं। तब तक गरम करते हैं, जब तक ऊपर पृष्ठ पर रक्खा हुआ तिनका जल न जाय।

७. लवण यंत्र—अगर ऊपर के यंत्र में बालू की जगह नमक भरा जाय तो इसे लवणयंत्र (salt bath) कहेंगे।

८. नालिका यंत्र—ऊपर के बालुकायंत्र में काँच की कलसी के स्थान में लोहनाल ली जाय और बालू की जगह नमक लिया जाय।

९. तिर्यक्पातनयंत्र (चित्र ६)—यह आजकल के भभके के समान है। एक घड़े के पेट में लम्बी नाल (tube) लगाते हैं, और इस नाल का दूसरा सिरा दूसरे घट की कुत्ती में जुड़ा होता है। जोड़ के स्थानों में मिट्टी लेप देते हैं। दोनों घड़ों के मुँह भी मिट्टी से बन्द कर देते हैं। पहले घड़े के नीचे आग जलाते हैं, और दूसरे पर पानी डालते रहते हैं जिससे ठंडा रहे।

१०. विद्याधर यंत्र (चित्र ७)—हिंगुल (cinabar) से पारद निकालने के लिए इसका प्रयोग किया जाता है। एक हाँडी के ऊपर दूसरी हाँडी सीधी रखते हैं। ऊपर वाली हाँडी में पानी और नीचे वाली में हिंगुल रखते हैं। नीचे वाली हाँडी के नीचे आग जलाते हैं। पारा नीचे वाली से उड़कर ऊपर वाली ठंडी हाँडी के पेंदे में जमा हो जाता है।

११. मूषा (crucible)—निम्न पदार्थों की मूषा बनाने का उल्लेख है :—

पीली मिट्टी, शकर, दीमक के घरों की मिट्टी, या धान की तुपा जलने पर बची राख से मिली मिट्टी, कोयला और लीद और लोहे के जंग के मिश्रण से मूषा बनाते हैं।

रसरत्नसमुच्चय के दशम अध्याय में मूषा और उसके प्रयोगों का विस्तृत वर्णन है।

प्रश्न

- भारत में रसायन की परम्परा का संक्षिप्त इतिहास लिखिये।
- आठ महारस कौन कौन हैं? निम्न पर सूक्ष्म टिप्पणियाँ दीजिये—रसक, अभ्रक, माक्षिक, टंकण, कसीस, काँची, मयूरतुथ।
- लोह कितने प्रकार का माना जाता था? लोह किष्ट क्या है?
- कौन कौन संकर धातुयें प्राचीन समय में ज्ञात थीं? इस संबंध में पित्तल, कांसा, और वर्तुलोह का वर्णन दीजिये।
- शंखद्रावरस क्या है? इसे कैसे बनाते थे? विड किसे कहते हैं?
- रसायन में प्रयुक्त होने वाले प्राचीन यंत्रों और प्रक्रियाओं का संक्षिप्त विवरण दीजिये। मूषायें कितने प्रकार की ज्ञात थीं?

अध्याय २

आधुनिक रसायन की पृष्ठभूमि

भारतवर्ष, चीन, अरब, और मिश्र देशों में रासायनिक प्रतिक्रियायों का उपयोग अति प्राचीन काल से होता रहा है। विद्वानों का आवागमन भी इन देशों में बराबर बना रहा, और यह कहना कठिन है, कि इन प्राचीन आविष्कारों में मौलिकता का श्रेय किस देश को दिया जाय। जिस प्रकार दर्शन, कला और साहित्य के क्षेत्रों में प्रत्येक देश ने दूसरे देश से कुछ न कुछ पाया, और इनकी कुछ अपनी ओर से अभिवृद्धि की, उसी प्रकार रसायन के क्षेत्र में भी हमारे देशवासियों ने बहुत-सी मौलिक खोजें कीं, और बहुत कुछ दूसरों से सीखा। रासायनिक प्रतिक्रियाओं का मानव सभ्यता में उस दिन से आरम्भ समझना चाहिए, जब से हमने आग जलाना सीखा। ऋग्वेद का पहला अक्षर “अग्नि” है। आग और वायु का ठीक ठीक रासायनिक सम्बन्ध तो लेव्वासिये (Lavoisier) ने हमें बताया, पर यह तो सभी का अति प्राचीन काल से अनुभव रहा है, कि पंखा झलने पर अथवा हवा धौंकने पर ही अग्नि प्रदीप्त होती है।

हमारे देश की परिचित धातुयें स्वर्ण, रजत, ताम्र, सीस, थराद, बंग, पारद, और लोहा (अयस्) रही हैं, जिन्हें हम आजकल प्राकृत भाषा में सोना, चाँदी, ताँबा, सीसा, जस्ता, टिन, पारा और लोहा कहते हैं। इनके कई धातु-संकर पीतल, काँसा आदि भी ज्ञात रहे हैं। अधातु तत्वों में से कोयला, हीरा, और गन्धक इनसे ही हमारा परिचय था, क्योंकि ये शुद्ध रूप में मिलते रहे हैं। हमारे देश में रसायनशास्त्र का उपयोग चार दृष्टियों से हुआ। (१) दार्शनिक या तात्त्विक दृष्टि से, जिसके आधार पर हमने तत्त्व, द्रव्य, अणु, परमाणु, संयोग, वियोग, आदि शब्दों का अभिप्राय समझा। पंचतत्त्व—पृथिवी, जल, अग्नि, वायु और आकाश की खोज का श्रेय हमारे देश के है। प्रत्येक पदार्थ जिसके आश्रित गुण रह सकें, उसे द्रव्य कहा गया, जिससे आगे और सूक्ष्म टुकड़े न हो सकें, उसे परमाणु कहा गया। वैशेषिक के आचार्य कणाद ने द्रव्यणुक और त्रसरेणु (diatoms and triatoms) की कल्पना भी दी। (२) धातुओं के आविष्कार

के साथ धातुशास्त्र का जन्म हुआ। इस सम्बन्ध में पतञ्जलि का ग्रन्थ "लोह-शास्त्र" अति प्राचीन प्रसिद्ध है। लोह शब्द का प्रयोग समस्त धातुओं के अभिप्राय से किया गया है। धातुओं मिश्रों के लिये, आभूषणों के लिये एवं बर्तनों और अस्त्र-शस्त्रों के लिये काम आती थीं। लोहा, सीसा, ताँबा आदि धातुओं को खनिजों में से प्राप्त करने की कला इस देश में परिपुष्ट की गयी। (३) औषधियों की दृष्टि से आरोग्य प्राप्त करने के लिये अनेक भस्में तैयार की गयीं। हमारे देश के आयुर्वेद-ग्रन्थ (जिसमें चरक और सुश्रुत बहुत पुगने हैं) इन भस्मों को तैयार करने की विधियों से भरे पड़े हैं। (४) सम्यता की दृष्टि से अन्य आवश्यक वस्तुओं को तैयार करने में सामान्यनिक विधियों का प्रयोग हुआ। जैसे दुर्ग, मकान, पुल आदि बनाने की कला में चूना, सीमेंट, पक्की ईंटों, और अनेक रंगों का आविष्कार हुआ। वस्त्रों की रंगाई के लिये प्राकृतिक रंग तैयार किये गये। सुरा का व्यापार बढ़ाया गया, अनेक विष भी तैयार किये गये और खेती में खाद का महत्त्व समझा गया।

आधुनिक रसायन का उद्भव—रसायन के आधुनिक युग का आरम्भ वैसे तो केवल तीन सौ वर्ष पुराना है। परन्तु हमारे देश के समान यूनान में डेमोक्रेटस (Democritus) ने ईसा से ४०० वर्ष पूर्व परमाणुवाद की नींव डाली, और अरस्तू (Aristotle) ने (३८४-३२२ वर्ष ई० से पू०) अपने चार तत्त्वों के आधार पर सभी द्रव्यों की सीमांका करनी चाही। यह चार तत्त्व, अथवा पंच तत्त्व का सिद्धान्त लगभग २००० वर्षों तक अखण्डित चलता रहा। पृथ्वी-तत्त्व ठंडी अवस्था और शुष्कता का प्रतीक समझा गया; जल तत्त्व ठंडक और आर्द्रता का; वायु-तत्त्व आर्द्रता और ताप का; एवं अग्नि तत्त्व शुष्कता और ताप का प्रतीक माना गया। प्लिनी के "प्राकृतिक-इतिहास" ग्रन्थ (सन् ७० ई०) में अनेक रासायनिक प्रक्रियाओं और सोडा, नर्मक, फिटकरी, कसीस, तृतिया, आदि के समान पदार्थों का उल्लेख किया गया है।

हमारे देश में 'रसायन' शब्द में 'रस' शब्द का अर्थ पारा भी रहा है, और इसके अतिरिक्त अनेक रसों और उपरसों का भी इस शब्द से अभिप्राय रहा है। मिश्र देश वालों ने "कीमिया" शब्द (Chemia, chymia) का प्रयोग आरम्भ किया, जिसके आधार पर 'कैमिस्ट्री' या 'ऐलकेमी' ये शब्द बने। इस शब्द का अर्थ 'पवित्र और दैवी कला है'। कीमियागरों का सारा

प्रयत्न सोना, चाँदी, बैजनी रंग (एक प्रकार की मछली से) और रत्न या मणि बनाने की ओर था। इन कीमियागरों के ग्रन्थों में अनेक ऐसे योग दिये हुये हैं, जिनसे हीन धातुयें चाँदी या सोने में परिणत की जाने की सम्भावना थी। इन कीमियागरों ने लगभग उन सभी रासायनिक यंत्रों का आविष्कार किया, जिनके परिष्कृत रूप आज तक प्रयोग में आते हैं। पर इनका सारा ध्येय सोना बनाना ही था।

ग्रीक और मिश्र की रसायन की अपेक्षा अरबों की रसायन अधिक व्यवहार-परक थी। उन्होंने सल्फ्यूरिक एसिड (गन्धक का तेज़ाब), नाइट्रिक एसिड (शोरे का तेज़ाब), अम्लराज (aqua regia), चाँदी के नाइट्रेट, सुहागा, और पारे के क्लोराइडों का आविष्कार किया। अरब देश का सब से प्रसिद्ध रसायनज्ञ गीबेर (Geber) था जिसका पूरा नाम, अबू मूसा जाविर इब्न हैयान था। यह सन् ७०२-७६६ के बीच में हुआ।

अरब वालों से रसायन शास्त्र का ज्ञान योरोप में पहुँचा। प्रारम्भिक काल में मैगनस (Magnus, सन् ११६३-१२८३), बेकन (Bacon, सन् १२५०), रैमंड लुली (Lully, सन् १२२४) आदि प्रसिद्ध कीमियागर यूरोप में हुये।

सोलहवीं शताब्दी के आरम्भ में बोहीमिया में धातुशास्त्र ने विशेष उन्नति की। खनिजों के परीक्षण पर विशेष काम हुआ। इससे विश्लेषण-रसायन की नींव पड़ी। इस सम्बन्ध में ऐग्रिकोल (Agricole) का नाम विशेष उल्लेखनीय है जिसका जीवन काल १४९४-१५५५ था। इसके बाद पैरेसेल्सस (Paracelsus) ने रसायन शास्त्र की अपने रहस्यमय ढंग पर उन्नति की। इसके बाद ही लिबोवियस (Libavious) ने द्रव स्टैनिक क्लोराइड का आविष्कार किया और “एलकीमिया” (Alchymia) नाम का एक सुन्दर ग्रन्थ लिखा। इसका काल सोलहवीं शताब्दी के अन्त में है। इसी समय वान हेलमण्ट (van Helmont) नाम का एक व्यक्ति हुआ जिसके दिए हुए “गैस” शब्द का प्रयोग हम आज तक करते हैं। उसने कार्बन डिऑक्साइड और अन्य गैसों पर विशेष काम किया। वेलेंटाइन (Basil Valentine) भी इसी समय का प्रसिद्ध रसायनज्ञ था। इसने अपने ग्रंथ में अनेक रसायनोपयोगी बातों का उल्लेख किया है। ग्लौबर (Glauber, १६०४-१६६८) का नाम ग्लौबर-लवण अर्थात् सोडियम सल्फेट के साथ अमर हो गया है।

आधुनिक विज्ञान का जन्मदाता फ्रान्सिस बेकन (Francis Bacon) माना जाता है। इसने १६२० में "नोवम ऑर्गेनम" नामक एक ग्रंथ लिखा जिसमें वैज्ञानिक शैली द्वारा सत्य के उद्घाटन की विधि का प्रतिपादन किया। अब तक वैज्ञानिक जगत् में अरस्तू के तत्त्ववाद की प्रतिष्ठा थी। बेकन ने इस पर ऐसा प्रहार किया कि फिर यह वाद अपना मिर न उठा सका। बेकन की शैली पर रॉबर्ट बॉयल (Robert Boyle) ने आधुनिक रसायन का जन्म दिया।



चित्र ११—रॉबर्ट बॉयल (१६२७-१६९१)

रॉबर्ट बॉयल (१६२७-१६९१) ने यह घोषणा की कि तत्त्व न तीन हैं, न चार, न पाँच। यह अधिक भी हो सकते हैं। उसने तत्त्व की परिभाषा दी। वे सभी पदार्थ तत्त्व हैं, जो विश्लेषण पर अपने से भिन्न सरल पदार्थ में परिणत नहीं किये जा सकते। बॉयल ने तत्त्व, मिश्रण और यौगिक के अन्तर को स्पष्ट

किया। बॉयल ने भौतिक विज्ञान में गैसों पर वह काम किया जिसके लिये वह अमर रहेगा।

आधुनिक ढंग पर रासायनिक अन्वेषण करने वाले प्रारंभिक व्यक्तियों में बॉयल के अतिरिक्त रॉबर्ट हूक (Hooke) और जान मेयो (Mayow) के नाम अमर रहेंगे। हूक (१६३५-१७०३) ने वायु-पम्प का आविष्कार किया और बॉयल के सहयोग से उसने परिश्रम करके यह सिद्ध किया कि हवा के बिना वस्तुएँ नहीं जल सकती। शोरे को भी वायु के समान माना गया। शोरे से बनी बारूद शून्य (हवा के अभाव) में भी जलती थी, ऐसा उन्होंने देखा। मेयो ने १६७४ में यह भी दिखाया कि हवा का केवल एक अंश ही ऐसा है जो वस्तुओं के जलने में साधक होता है। और यह अंश हवा में भी है, और शोरे में भी। ये लोग सत्यता के निकट पहुँच रहे थे, पर क्योंकि ये शुद्ध ऑक्सीजन बनाने में सफल नहीं हुये थे, अतः उन्हें ' फ्लोजिस्टन-वाद ' का सहारा लेना पड़ा।

फ्लोजिस्टन-युग—चीजें क्यों जलती हैं; इस संबंध में बेकर (Becher) ने फ्लोजिस्टन सिद्धान्त दिया। पर इस सिद्धान्त के विशेष प्रचार का श्रेय स्टाल (Stahl) को है। स्टाल (१६६०-१७३४) अष्टादशवीं शताब्दी के आरंभ का सबसे बड़ा रसायनज्ञ था। स्टाल का कहना था, कि प्रत्येक जल सकने वाली चीज़ में एक तत्व होता है जिसे फ्लोजिस्टन (Phlogiston) कहा गया, और पदार्थ जलते हैं, तो यह फ्लोजिस्टन मुक्त होकर बाहर निकल पड़ता है। सीसा धातु जलकर पीला चूर्ण (लिथार्ज) देती है। स्टाल के मतानुसार—

सीसा—फ्लोजिस्टन = लिथार्ज

यह लिथार्ज गरम करने पर कुछ और फ्लोजिस्टन दे डालता है जिससे लाल रंग का पदार्थ मिलता है।

लिथार्ज—फ्लोजिस्टन = " लाल सीसा "

यह फ्लोजिस्टन-वाद काफ़ी दिनों तक प्रचलित रहा पर किसी ने उस समय तौल कर यह न देखा कि सीसा जलने पर हलका हो जाता है, या भारी।

इस फ्लोजिस्टन युग में ही स्वेडेन में कार्ल विलहेल्म शीले (Scheele) का जन्म हुआ। शीले (१७४२-१७८६) ने क्लोरीन, हाइड्रोक्लोरिक एसिड,

आर्सेनिक एसिड, लैक्टिक एसिड, आर्कजेलिक एसिड और अनेक पदार्थों की खोज की। इसने हाइड्रोजन सल्फाइड, और आर्सीन गैसों की भी खोज की। शीले का समकालीन प्रीस्टले (Priestley) था जिसने गैसों की विस्तृत विवेचना की। इसने (१७३३-१८०४) न्यूमेटिक ट्रफ अर्थात् पानी या अन्य द्रव से भरे तसले का, जिसकी सहायता से गैसों इकट्ठी की जा सकती थीं, आविष्कार किया। इसने पहली बार शुद्धावस्था में ऑक्सीजन, नाइट्रिक ऑक्साइड, हाइड्रोजन क्लोराइड, गन्धक द्विऑक्साइड, सिलिकन क्लोराइड, अमोनिया और नाइट्रस ऑक्साइड गैसों बनायीं। इसने ऑक्सीजन की खोज की, यह रसायनशास्त्र की एक महत्वपूर्ण घटना है। पर प्रीस्टले अन्तिम समय तक फ्लॉजिस्टन-वादी बना रहा।

• लगभग इसी समय जोसेफ ब्लैक (Black, १७२८-१७६६) ने कार्बन द्विऑक्साइड, खड़िया, चूना, मेगनीसिया, कार्बोनेट, वाइकार्बोनेट आदि के संबंधों पर विशेष विवेचन किया। ब्लैक के इस कार्य ने रासायनिक संयोग और विभाजन की प्रतिक्रियाओं पर अच्छा प्रकाश डाला। इसी के कुछ समय के अनन्तर हेनरी कैवेण्डिश (Cavendish) ने पानी का विश्लेषण किया, और हाइड्रोजन गैस प्राप्त की।

रासायनिक युग में क्रान्ति—फ्रान्स की राज्यक्रान्ति के समय रासायनिक जगत् में भी क्रान्ति आरम्भ हुई। इस समय फ्रान्स में लेव्वासिये (Lavoisier) नाम का एक रसायनज्ञ हुआ, जिसने फ्लॉजिस्टनवाद को समूल विध्वंस कर दिया। यद्यपि प्रीस्टले, और कैवेण्डिश के अनुसन्धानों के आधार पर ही फ्लॉजिस्टनवाद समाप्त हो जाना चाहिये था, पर ये लोग इस वाद में इतना विश्वास रखते थे, कि अपनी खोजों ही के महत्वों को स्वयं न समझ सके। लेव्वासिये ने स्पष्ट बताया कि वस्तुओं के जलने का अर्थ ऑक्सीजन से संयुक्त होना है। “फ्लॉजिस्टन-रहित वायु” जिसे कहते थे, उसे ऑक्सीजन नाम दिया गया। धातुओं के जलने पर जो वृद्धि होती है, उसके आधार पर कुछ मसखरे रसायनज्ञों ने यहाँ तक कल्पना की थी कि फ्लॉजिस्टन का भार ‘ऋणात्मक’ होता है, अतः जलते समय जब धातु में से यह निकल जाता है, तो धातु का भार बढ़ जाता है।

धातु—फ्लॉजिस्टन (ऋणभार) = धातु के भार में वृद्धि।

यह सब कल्पनायें लेव्वासिये के सिद्धान्त के आधार पर व्यर्थ हो

गयीं। फल यह हुआ कि सन् १८०० तक फ्लोजिस्टनवाद पूर्णतः रासायनिक जगत् से विलीन हो गया।

द्रव्य का नित्यत्व—लेव्वासिये ने स्पष्ट शब्दों में यह कहा कि—“रासायनिक प्रतिक्रिया होते समय प्रतिक्रिया में भाग लेने वाले पदार्थों के भारों का पूर्ण योग स्थिर रहता है।” अभिप्राय यह है कि द्रव्य का कभी नाश नहीं होता। इस सिद्धान्त के आधार पर प्रतिक्रियाओं को रासायनिक समीकरणों द्वारा व्यक्त करने की प्रथा प्रारंभ हुई। यदि ऐसा न होता, तो रसायनशास्त्र की वह उन्नति न हो पाती जो गत डेढ़ सौ वर्षों में हुई। •

सन् १७६२ से सन् १८०८ के बीच के सोलह वर्षों में चार नये नियम स्थिर किये गये, जिन्होंने रसायनशास्त्र को परिपुष्ट किया।

१—सन् १७६६ में प्राउस्ट (Proust) ने ‘स्थिर अनुपात का नियम’ प्रतिपादित किया। एक यौगिक चाहे किसी भी विधि से क्यों न तैयार किया गया हो, इसमें संयुक्त तत्वों का अनुपात सदा एक ही रहता है। चाहे सोडियम और क्लोरीन के योग से सोडियम क्लोराइड बनावें, चाहे कॉस्टिक सोडा और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से, सोडियम क्लोराइड में सोडियम और क्लोरीन का अनुपात २३ : ३५.५ ही रहेगा।

२—सन् १८०३ में जॉन डाल्टन (Dalton) ने ‘गुणित अनुपात का नियम’ प्रतिपादित किया। यदि दो तत्व परस्पर संयुक्त होकर एक से अधिक यौगिक बनावें, और इन यौगिकों में यदि एक तत्व की मात्रा स्थिर रखी जाय, तो दूसरे तत्व की मात्राएँ सरल गुणित अनुपात में होंगी।

नाइट्रोजन के पाँच ऑक्साइड इसका अच्छा समर्थन करते हैं। इन यौगिकों में नाइट्रोजन और ऑक्सीजन की प्रतिशत मात्रा निम्न प्रकार है।

	नाइट्रस	नाइट्रिक	नाइट्रस	नाइट्रोजन	नाइट्रिक
	ऑक्साइड	ऑक्साइड	एनहाइड्राइड	परीक्साइड	एनहाइड्राइड
नाइट्रोजन	६३.७	४६.७	३६.६	३०.५	२५.६
ऑक्सीजन	३६.३	५३.३	६३.१	६९.५	७४.१

पर यदि इन्हीं अंकों को इस हिसाब से व्यक्त किया जाय कि सब में नाइट्रोजन १०० हो, तो ऑक्सीजन की मात्रा क्रमशः निम्न होगी—

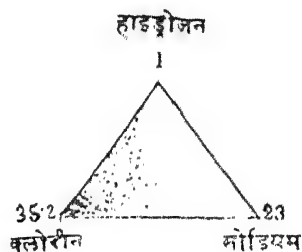
	५७	११४	१७१.	२२८.	२८५
अथवा	१	२	३	४	५

अतः १०० भाग हाइड्रोजन के साथ संयुक्त ऑक्सीजन इन यौगिकों में एक-सीधे गुणित अनुपात १ : २ : ३ : ४ : ५ में है।

३—उन् १७६२-६४ में रिक्टर (Richter) ने 'तुल्य-अनुपात का नियम' या 'व्युत्क्रम अनुपात का नियम'

प्रतिपादित किया। यदि क पदार्थ की m_1 मात्रा ख पदार्थ की m_2 मात्रा से संयुक्त होकर यौगिक क ख बनता है, और यदि क पदार्थ की m_3 मात्रा ग पदार्थ की m_4 मात्रा से संयुक्त होकर कग यौगिक बनाती है, तो खग यौगिक बनने के लिये ख की m_2 मात्रा और ग की m_4 मात्रा चाहिये, अर्थात् 'क'

की अपेक्षा से ख और ग की मात्राओं की तुलना स्थापित की जा सकती है।



चित्र १२

२३ ग्राम सोडियम १ ग्राम हाइड्रोजन से संयुक्त होकर सोडियम हाइड्राइड बनाता है।

३५.५ ग्राम क्लोरीन २ ग्राम हाइड्रोजन से संयुक्त होकर हाइड्रोजन क्लोराइड बनाती है।

∴ २३ ग्राम सोडियम ३५.५ ग्राम क्लोरीन से संयुक्त होकर सोडियम क्लोराइड बनावेगा।

किसी तत्त्व का वह भार जो १ इकाई भार हाइड्रोजन से संयुक्त हो सके, अथवा जो १ इकाई भार हाइड्रोजन को निकाल सके, तत्त्व का तुल्यांक भार कहलाता है।

हाइड्रोजन सबसे हलका है, अतः इसे तुल्यांकभार निकालने में आदर्श माना जाता है।

८ भाग ऑक्सीजन भार की दृष्टि से एक भाग हाइड्रोजन के तुल्य है। और ३५.४६ भाग क्लोरीन भी एक भाग हाइड्रोजन के तुल्य है। अतः कभी कभी ८ भाग ऑक्सीजन अथवा ३५.४६ भाग क्लोरीन की अपेक्षा से भी तुल्यांक-भार निकालते हैं।

४—सन् १८०८ में गे-लुसाक (Gay Lussac) ने 'गैसीय आयतनों का नियम' प्रतिपादित किया। यदि कई गैसों के बीच में रासायनिक प्रति-

क्रिया हो तो प्रतिक्रिया करने वाली गैसों के आयतनों और प्रतिक्रिया के परिणाम-स्वरूप बनी गैसों के आयतनों में सीधा अनुपात होता है।

१ आयतन ऑक्सीजन २ आयतन हाइड्रोजन के साथ २ आयतन पानी की भाप देता है।

१ आयतन क्लोरीन १ आयतन हाइड्रोजन के साथ २ आयतन हाइड्रोजन क्लोराइड गैस देता है।

१ आयतन नाइट्रोजन ३ आयतन हाइड्रोजन के साथ २ आयतन अमोनिया गैस देता है।

कणाद का परमाणुवाद—जैसा कहा जा चुका है, परमाणु की सबसे पहली कल्पना कणाद मुनि के वैशेषिक-दर्शन में आरंभ हुई। वैशेषिक-दर्शन में पृथिवी, आप, तेज, वायु, आकाश, काल, दिग् (space), मन और आत्मा ये नौ द्रव्य माने गये हैं। इनमें से पहले ५ का संबंध रसायन से है। इन पहले पाँचों में रूप, रस, गन्ध, स्पर्श, और शब्द के अतिरिक्त संख्या (number), परिमाण (dimension and measures), पृथक्त्व, संयोग, विभाग, गुरुत्व (gravity), द्रवत्व (fluidity) और स्नेह (oiliness) ये गुण माने गये हैं। साथ ही साथ कुछ कर्म माने गये हैं, जैसे उत्क्षेपण (buoyancy), अवक्षेपण (settling down), आकुंचन (contraction), प्रसारण (expansion), गमन (motion) और वेग (velocity)। संयोग (combination) और विभाग (decomposition) अथवा संश्लेषण (synthesis) और विश्लेषण (analysis) की विशेष मीमांसा की गई है।

कणाद ने तत्त्वों से साथ निम्न गुणों का संबंध माना है—

पृथिवी—स्पर्श, रूप, रस, गन्ध

आप—स्पर्श, रूप, रस, द्रवत्व, स्निग्धत्व

तेज—स्पर्श, रूप

वायु—स्पर्श

आकाश—केवल शब्द (sound)

वैशेषिक ने यह भी लिखा है कि बी, लाख, मधु आदि धातु पदार्थों में, और त्रुप (रांगा), सीसा, लोह, रजत, और सुदर्ण आदि धातुओं में अभि-संयोग से आप या जल के समान द्रवत्व (fluidity) उत्पन्न होता है।

वैशेषिक ने इस सिद्धान्त का प्रतिपादन किया है कि जो गुण कारण (cause या reactants) में होते हैं, वे कार्य (effect या resultants) में भी पाये जाते हैं। गुरुत्व एक गुण है अतः जितना गुरुत्व (weight) कारण पदार्थों (reactants) में होगा, उतना ही गुरुत्व कार्य पदार्थों (resultants) में भी होना चाहिए। इस प्रकार भार या मात्रा की अविनाशता (law of conservation) के सिद्धान्त को नीचे पतली है। इसे ही “द्रव्य का नित्यत्व” कहते हैं। द्रव्य के निरन्तर के साथ साथ शक्ति (energy) का नित्यत्व भी माना जा सकता है।

वैशेषिक ने परिमाण की दृष्टि से पदार्थों के दो भेद किये हैं, अणु (micro) और महत् (macro)। वैशेषिक अणु और परमाणु में भेद नहीं करता। अणु ही सब से सूक्ष्म (ह्रस्व) है। अपने सूक्ष्म रूप में यह नित्य (indivisible) है। अणु में लंबाई, चौड़ाई, मोटाई नहीं है। यह किन्तु कि समान गोल है, अतः इसे “परिमण्डल” (spheroidal) भी कहते हैं।

वैशेषिक में निम्न शब्दों का भी प्रयोग हुआ है, जो निम्न अंगवर्णिक और भौतिक क्रियाओं को प्रकट करते हैं—

अभिघात—detonation
 नोदन—excite or initiate
 उदसन—upthrust
 विष्फोटन—explosion
 अभिसर्पण—attraction, capillary
 पतन—fall
 स्यन्दन—flow, downward
 आरोहण—rise, upward
 आपीडन—motion under pressure

विलयन—melting
 संघात—freezing
 विस्फूर्जथु—spark and thunder
 स्तनयितन—
 ज्वलन—inflammation
 अपसरण—diffusion
 उपसरण—coming close
 आवरण—super-imposition
 प्रोक्षण—rinsing

कीमियागिरी और लोहे से सोना बनाना—सुना जाता है कि पारस एक ऐसा पत्थर था, जिसके स्पर्शमात्र से लोहा स्वर्ण में परिणत हो जाता है। यह भी आवश्यक नहीं कि लोहा ही स्वर्णवने, अन्य धातुएँ भी इसके संसर्ग से स्वर्ण के समान मूल्यवान् धातुएँ बन जाती थीं। पारस पत्थर किसी को प्राप्त हुआ हो या न हुआ हो, पर इसके अस्तित्व में साधारण जनता को ही नहीं, प्रत्युत अनेक देशों के विद्वानों को भी विश्वास था।

∴ पारस पत्थर को संस्कृत में स्पर्श-मणि या स्पर्श-उपल कहा जाता है। पारस शब्द स्रष्टः 'स्पर्श' का अपभ्रंश है। अंग्रेजी में इसे तत्त्ववेत्ताओं का पत्थर—Philosopher's Stone और जर्मन भाषा में "Der Stein der Weisen" कहते हैं। पाँचवीं शताब्दी में अलकीमियों का एक प्रसिद्ध लेखक पानोपोलिस वासी जोसिमोस (Zosimos of Panopolis) था। उसने एक ऐसे रस का उल्लेख किया है, जिससे चांदी सोने में परिणत हो सकती थी। इस रस का नाम सिनीसियोस (Synesios) ने मर्क्यूरियस फिलोसोफोरम (mercurius philosophorum) रक्खा। यूनान और मिस्र देश में बहुत से लोगों ने इस प्रकार के रस पर प्रयोग किये। अरब वालों ने भी इस पारस को प्राप्त करने का कई बार यत्न किया। सन् १०६३ के लगभग पौल (Paul) नामक एक ईसाई यहूदी ने जर्मनी में यह घोषणा की कि मैंने यूनान में ताँबा से सोना बनाना सीखा है। इसके बाद से ही योरोप के अन्य देशों में भी इस बात की सदा चर्चा रहने लगी कि क्या साधारण धातुएं बहुमूल्य धातुओं में परिणत की जा सकती हैं। १३ वीं शताब्दी के तत्त्ववेत्ताओं को—जैसे विनज़ेञ्ज (Vinzenz), एलबर्टस मैगनस, रोजर बेकन, आरनेल्डुस विल्लानो वेनस, और रेमण्ड लली को—इस पारस पत्थर की विद्यमानता में पूर्ण विश्वास था। अरस्तू और अन्य यूनान एवं मिस्र के दार्शनिकों की शिक्षाओं के आधार पर ये इस बात को अवश्य मानते थे कि एक धातु दूसरी धातु में परिणत की जा सकती है। टामस एक्विनस ने अपनी शिक्षाओं द्वारा इस विचार को और भी दृढ़ कर दिया था।

रोगर बेकन (१२१४-१२६४) ने केवल यह मानता था कि थोड़े से ही पारस मणि-द्वारा लाखों गुनी भारी तुच्छ धातु मूल्यवान धातु में परिवर्तित हो जायगी, प्रत्युत उसकी यह भी धारणा थी कि इसके स्पर्श से मनुष्य की जीवन-आयु भी बढ़ सकती है। रेमण्ड लली ने (१२३५-१३१५) तो सबसे अधिक निश्चयात्मक शब्दों में यह घोषणा की थी कि 'यदि समुद्र पारे के होते तो मैं उन सब को सोने का बना देता।' केवल सोना ही नहीं, वह तो तुच्छ धातुओं को भी बहुमूल्य रत्नों में परिणत कर सकने का गर्व करता था। वह इन्हीं विधियों द्वारा मनुष्य को पूर्ण स्वस्थ और अमर जीवन वाला भी बना देना चाहता था।

चौदहवीं और पन्द्रहवीं शताब्दी में भी कुछ लोग ऐसे थे जिनके विषयमें यह अनुमान किया जाता था कि उनको पारसमणि प्राप्त है (जैसे निको-

लस फ्लेमल, आइज़ाक होल्लमंडस, काउएट बर्नाडी, और गर जार्ज (गिने) । इन अलकीमियों को राज्य का भी आश्रय बहुत मिला था, क्योंकि यदि उनकी विद्या सत्य और समर्थ हो सके तो राजाओं के कोप में धन की कभी कमी न रहेगी । पर सम्भवतः इन आश्रयदाताओं को इन रसायनज्ञों से कभी सन्तोष न हुआ क्योंकि वे कभी असली सोना न बना सके और इनके छल कपट के लिए अनेक बार अति कठोर दण्ड रूप पुरस्कार दिये गये । अतुर्थ हेनरी ने तो इंग्लैण्ड में इस प्रकार के कार्य के विरुद्ध राज्य-नियम ही बना दिया था, पर छोटे हेनरी ने फिर इन्हें प्रोत्साहन दिया और फलतः सिक्कों में जाली या कपटी धातुओं का प्रयोग बिधड़क होने लगा । फ्रान्स के सातवें चार्ल्स को भी ली-कोर (Le Cor) नामक रसायनज्ञ ने कृत्रिम धातु बनाने का लोभ दिलाया । इस समय चार्ल्स का इंग्लैण्ड से युद्ध हो रहा था, और उसे धन की आवश्यकता भी थी । पर रसायनज्ञ की सेवाओं का फल यह हुआ कि नकली धातुओं के कारण उसके देश पर ऋण और भी बढ़ गया ।

सोलहवीं शताब्दी के आरम्भ में रसायन विद्या ने अधिक नियमित रूप में उन्नति करनी आरम्भ की । जर्मनी के बेमिल फ्लेयटाइन ने “प्राचीन तत्त्ववेत्ताओं के अति प्रसिद्ध पत्थर” (Von dem grossen Stein der Uralten Weisen) नाम की एक पुस्तक भी लिखी जिस में उसने धातुविद्या का उल्लेख किया ।

क्या बात है जिससे लोग इस बात के प्रयत्न में लगे रहे, कि तुच्छ धातुओं को मूल्यवान धातुओं में परिणत कर देना चाहिए ? मिश्र आदि देशों में तत्त्ववेत्ताओं ने इस शिक्षा का प्रचार किया था कि सभी धातुएं कई पदार्थों से मिलकर बनी हुई हैं । इन पदार्थों को भिन्न-भिन्न अनुपातों में मिलाने से अनेक धातु बन सकती हैं । यदि तुच्छ धातु में से किसी पदार्थ का कुछ अंश निकाल लिया जाय अथवा यदि कोई अन्य पदार्थ मिला दिया जाय तो मूल्यवान धातु बन सकती है । जब कभी किसी पदार्थ के संयोग से धातु के रंग में परिवर्तन हुआ, तो लोग समझने लगते थे कि नयी धातु बन रही है । यदि किसी पदार्थ में सुनहरा रङ्ग आ गया तो बस वे यह समझने लगे कि अब सोना बन जाने में देर ही क्या है । वस्तुतः प्रत्येक सुनहरी चीज़ सोना नहीं है और न प्रत्येक रुपहली चीज़ चाँदी ही है । यदि किसी धातु पर सुनहरा रङ्ग चढ़ा दिया जाय तो वह सोना नहीं हो जायगी । पर एलेक्ज़े-ण्ड्रिया के मध्यकालीन रसायनज्ञ रङ्ग-परिवर्तन को ही धातु-परिवर्तन समझने

लगे। अरस्तू और अफलातून दोनों ही तत्त्वों के परिवर्तन में विश्वास रखते थे और उनकी शिक्षाओं का मिश्र में बड़ा सम्मान था।

एलबर्टस मैगनस की धारणा थी कि धातु तीन चीजों से मिलकर बनी होती है, संख्या, गन्धक और पानी। पर आर्नेलस विल्लानोवेनस और लल्लसका विचार था कि प्रत्येक धातु में गन्धक और पारा होता है। गेबेर के नाम से जो लेख मिलते हैं, उन में भी यही धारणा पुष्ट की गयी है कि भिन्न-भिन्न मात्राओं में भिन्न-भिन्न शुद्धता का गन्धक और पारा मिला देने से ही पृथक्-पृथक् धातुएँ बन सकती हैं।

इन धातुओं में ज्यों-ज्यों पारे की मात्रा और शुद्धता बढ़ती जायगी, त्यों-त्यों तुच्छ धातु मूल्यवान् होती जायगी। गेबेर ने इसमें सफलता प्राप्त करने के लिए भस्मीकरण, ऊर्ध्वपातन, सावण, विलयन, अवक्षेपण, मणिभीकरण आदि विधियों को जन्म दिया। धातुओं में पारे की विद्यमानता के कारण चमक, घनवर्धनीयता, द्रवणता, आदि धात्विक गुण होते हैं, और गन्धक होने के कारण बहुत सी धातुएँ आग में रखने पर भस्म हो जाती हैं। अति मूल्यवान् धातुओं पर (जैसे सोने पर) आग का प्रभाव नहीं होता, अतः यह माना गया कि इसमें गन्धक नहीं है और यह शुद्ध पारा है। पर जैसा पारा मिलता है, वह द्रव है और आग पर रखने से उड़ जाता है, अतः यह भी माना गया कि यह शुद्ध पारा नहीं है, इसमें थोड़ा सा गन्धक मिला हुआ है, जिसके कारण इस पर आग का प्रभाव पड़ता है।

पन्द्रहवीं शताब्दी में आइज़ाक होल्लेण्डस ने यह कल्पना प्रस्तुत की कि धातु में पारा और गन्धक के अतिरिक्त एक तीसरी चीज़ 'लवण' भी होती है। पारा धातु-गुणों का कारण है, गन्धक अग्नि के संयोग से भस्म होने का और नमक ठोसपन का और अग्नि के प्रभाव के प्रतिरोधक होने का।

अस्तु, कुछ हो, इन सिद्धान्तों के कारण लोगों का विश्वास यह अवश्य था कि यदि पारा, गन्धक, लवणादि के अनुपातों को बश में कर लिया जाय तो तुच्छ धातुओं से बहुमूल्य धातुएँ बनाई जा सकती हैं। लल्ली (Lully.) के "टेस्टामेण्टम नोविस्सिमम" 'Testamentum Novissimum' में यहाँ तक उल्लेख है कि 'इस पारस ओषधि की एक छोटी सी मात्रा मटर के दाने के बराबर लो। इसे एक सहस्र औंस पारे पर डाल दो, तो यह लाल चूर्ण में परिणत हो जायगा। इस लाल चूर्ण का एक औंस लेकर १००० औंस पारे में फिर मिला दो, तो फिर सब का सब पारा लाल चूर्ण में परिवर्तित हो जाएगा।

इसका फिर एक औंस लेकर १००० औंस पारे पर डालो। अब जो लाल शोध मिला उसका एक औंस लेकर फिर १००० औंस पारे में मिलाओ। फिर जो लाल पदार्थ मिला उसके एक औंस को फिर १००० औंस पारे में मिलाओ। इस अन्तिम बार की प्रक्रिया में जो लाल रंग विद्यमान होता उसके एक औंस को १००० औंस पारे से मिलाने पर ऐसा सोना बन जाता, जैसा कि खानों के अन्दर भी न पाया जाता हो। कुछ ऐसे थे कल्पनाओं केवल कल्पनायें ही रह गयीं। अलकीमियों के ये स्वप्न कभी सने न हुए। उनके इन प्रयोगों ने रसायन शास्त्र को प्रोत्साहन तो अवश्य दिया, पर जोड़े या पारे से सच्चा सोना कभी न बन सका।

पाश्चात्य रसायनज्ञों ने तत्त्व (Elements) शब्द का प्रयोग तो बहुत प्राचीन काल से किया, पर तत्त्व की ठीक ठीक परिभाषा करने में कभी न दी। वह तो केवल दार्शनिक युग था जब पृथिवी, जल, वायु और अग्नि को मौलिक पदार्थ माना जाता था, पर हम तत्त्ववाद ने रसायनज्ञों को गढ़ावता न की। इसके अनन्तर अन्य अनेक तत्त्वों की आत्मा खोजी प्रतीत हुई, जैसे धातुओं को पारा, गन्धक, नमक, जल, संख्या आदि से मिलाकर बना हुआ माना गया। रॉबर्ट बॉयल (१६६१) ने अपनी पुस्तक 'The Sceptical Chymist' में अरस्तू और अलकीमियों के तत्त्वों का खंडन किया। उसने यह धारणा प्रस्तुत की कि यौगिक पदार्थों के उन अंशों का नाम तत्त्व है जो यौगिक में से पृथक् भी किये जा सकते हैं और जिनका पुनः विभाग करने से कोई अन्य भिन्न अंश न प्राप्त हो। रसायनज्ञों ने इस परिभाषा के आधार पर यौगिकों का विभाजन आरम्भ किया, और अनेक तत्त्व प्राप्त किये। लैपलास, प्रोस्टले, कैवेण्डिश, शीले, आदि ने तरह-तरह की गैसों तैयार कीं और बाद को डाल्टन, गेलूजक, डूलङ्ग-पेट्रीट, एवेगैड्रो, बर्जलियस आदि ने परमाणुवाद की नींव डाली। अब रसायनज्ञों को यह विश्वास होने लगा कि एक तत्त्व किसी भी दूसरे तत्त्व में रासायनिक विधिद्वारा परिणत नहीं किया जा सकता। लोहा, चाँदी, पारा, ताँबा और सोना ये सब तत्त्व हैं, ये किन्हीं दो भिन्न पदार्थों के संयोग से मिल कर बने हुए नहीं हैं। अतः किसी भी विधि से यह संभव नहीं है कि लोहा, पारा या ताँबा बदल कर सोना हो जाय। ऐसा पारम-माणु सोना असंभव है जिसके स्पर्श-मात्र से एक तत्त्व दूसरा तत्त्व बन जाय। अलकीमियों ने जिन रसों के प्रयोग से धातुओं के रंगों में परिवर्तन किया था, उनसे तत्त्व कभी परिवर्तित नहीं हुए, केवल नये यौगिक ही बने। हम यह निश्चयपूर्वक

कह सकते हैं कि अलकमिया लोग कभी लोहे से सोना नहीं बना पाये। १८ वीं और १९ वीं शताब्दी के रसायनज्ञों ने अपने मस्तिष्क से इस सनक को निकाल दिया कि वे एक तत्व को दूसरे तत्व में परिणत करने का प्रयत्न करें। भिन्न भिन्न तत्वों के संयोग से तरह-तरह के यौगिक बनाना रसायनज्ञों का ध्येय बन गया।

वर्तमान तत्त्व

और परमाणु-
भार - अठारहवीं
शताब्दी के आरम्भ
में ही डाल्टन,
मेन्डेलीव और कैनि-
जोरो ने आधु-
निक वैज्ञानिक
परमाणुवाद की
नींव डाली। विज्ञान
ने पहले ही तत्वों
की परिभाषा दी थी,
पर वह यह निश्चित
नहीं कर सका कि
तत्व कितने हैं।
तत्वों के सूक्ष्मतम
कणों का नाम
परमाणु रखा



गया। परमाणु

चित्र १३-जान डाल्टन (१७६६-१८४४)

और अणु का भेद आरम्भ में तो ठीक ठीक समझा न जा सका, पर बाद को यह स्पष्ट हो गया कि तत्व या यौगिकों के वे सूक्ष्मतम कण जो स्वतन्त्र रूप में रह सकते हैं, और जिनमें इन तत्वों या यौगिकों के गुण पाये जाते हैं, “अणु” (Molecules) कहलाते हैं। अणुओं के विभाजन पर परमाणु मिलते हैं। यह विशेष परिस्थितियों को छोड़ कर कभी मुक्त अवस्था में नहीं मिलते, सदा संयुक्त अवस्था में अणुओं के रूप में ही पाये जाते हैं। परमाणुओं की अपेक्षा से ही रासायनिक प्रतिक्रियायें व्यक्त की

परमाणु- संख्या	तत्त्व	संकेत	तत्त्व (हिन्दी)	संकेत	वि० प० का नाम	संकेत	परमाणुभार	समस्थानिक
१३	Aluminium	Al	एल्यूमीनियम	ऐ	स्कटम	स्क	२६.९७	२७
५१	Antimony	Sb	ऐसिटमनी, स्टीबियम	स्ट	आंजिनम्	आ	१२१.७६	१२१, १२३
१८	Argon.	A	आर्गन	आ	आलसीम्	ल	३९.९८८	४०, ३६, ३८
३३	Arsenic	As	आर्सेनिक	अ	संलीणम्	ल	७४.९१	७५
५६	Barium	Ba	बेरियम	बे	भारम्	भ	१३७.३६	१३८, १३७, १३६, १३५, १३४, १३३, १३२
४	Beryllium	Be	बेरीलियम	ब	बेरीलम्	वे	९.०१	९, ८
८३	Bismuth	Bi	बिसमथ	बि	विशद	वि	२०९.००	२०९
५	Boron	B	बोरन	बो	टंकम्	टं	१०.८२	११, १०
३५	Bromine	Br	ब्रोमीन	ब्र	अरुणिन्	रु	७९.९१	७९, ८१
४८	Cadmium	Cd	कैडमियम	का	संस्तम्	सं	११२.४१	११६, ११५, ११४, ११३, ११२, १११, ११०, १०९, १०८
५५	Caesium	Cs	सीज़ियम	सी	व्योमम्	वो	१३२.९१	१३३
२०	Calcium	Ca	कैल्सियम	कै	खटिकम्	ख	४०.०८	४०, ४४, ४२, ४८, ४६, ४६
६	Carbon	C	कार्बन	क	कर्बन	क	१२.०१	१२, १३
५८	Cerium	Ce	सीरियम	स	सृजकम्	सृ	१४०.१३	१४०, १४२, १४३, १४६, १४८
१७	Chlorine	Cl	क्लोरीन	क्ल	हरिन्	ह	३५.४५७	३५, ३७

२४	Chromium	Cr	क्रोमियम	क्र	को	रा	५२, ५३, ५०, ५४
२७	Cobalt	Co	कोबल्ट	को	—	को	५९, ५७
४१	Columbium	Cb	कोलुम्बियम	कू	—	—	—
२८	Copper	Cu	कॉपर, ताँबा, ताम्र	ता	ता	ता	६३, ६५
६६	Dysprosium	Dy	डिस्प्रोसियम	ड	दा	दा	१६४, १६२, १६३, १६१
६८	Erbium	Er	एरबियम	ए	ए	ए	१६६, १६८, १६७, १७०
६३	Europium	Eu	यूरोपियम	यू	यू	यू	१५३, १५१
९	Fluorine	F	फ्लोरीन	फ	ल	ल	१९
६४	Gadolinium	Gd	गैडोलीनियम	गा	गं	गं	१५६, १५८, १५५, १५७, १६०
३१	Gallium	Ga	गैलियम	गै	गा	गा	६०, ७१
३२	Germanium	Ge	जर्मेनियम	ज	ज	ज	७४, ७२, ७०, ७३, ७६
७९	Gold	Au	गोल्ड, सोना, स्वर्ण	स्व	स्व	स्व	१९७
७२	Hafnium	Hf	हैफनियम	हे	हे	हे	१८०, १७८, १७७, १७९, १७६, १७४
२	Helium	He	हैलियम	ही	हि	हि	४
६७	Holmium	Ho	हौलमियम	हौ	हो	हो	१६५
१	Hydrogen	H	हाइड्रोजन	ह	उ	उ	१, २, ३
४९	Indium	In	इण्डियम	डि	नी	नी	११५, ११३
५३	Iodine	I	आयोडिन	इ	नै	नै	१२७

परमाणु- संख्या	तत्त्व	संकेत	तत्त्व (हिन्दी)	संकेत	वि० प० का नाम	संकेत	परमाणुभार	समस्थानिक
७७	Iridium	Ir	इरीडियम	री	इरिडम्	इ	१९३.१	१९३, १९१
२६	Iron	Fe	आयरन, लोहा	लो	लोहम्	लो	५५.८५	५६, ५४, ५७, ५८
३६	Krypton	Kr	क्रिप्टन	कृ	गुप्तम्	गु	८३.७	८४, ८६, ८२, ८३, ८०, ७८
५७	Lanthanum	La	लैन्थेनम	लै	लीनम्	ली	१३८.९२	१३९
८२	Lead	Pb	सीसा, लेड	सी	सीसम्	सी	२०७.२१	२०८, २०६, २०७ आदि
३	Lithium	Li	लीथियम	ली	शोणम्	शो	६.९४	७, ६
७१	Lutecium	Lu	लुटेसियम	लु	लुटेसम्	लु	१७४.९९	१७५
१२	Magnesium	Mg	मैगनीसियम	म	मगनीसम्	म	२४.३०	२४, २५, २६
२५	Manganese	Mn	मैंगनीज	मा	मैंगनीजम्	मा	५४.९३	५५
४९	Masurium	Ma	मैसुरियम	मे	मैसुरम्	मे	—	—
८०	Mercury	Hg	मरकरी, पारा, पारद	पा	पारदम्	पा	२००.६१	२०२, २००, १९९, २०१, १९८ आदि
४२	Molybdenum	Ma	मॉलिवडैनिम	मो	सुनगम्	मु	९५.९५	९८, ९६, ९५, ९३, ९४, ९३, १००
६०	Neodymium	Nd	नीओडैमियम	नो	नौलीनम्	नौ	१४४.२७	१४३, १४४, १४६, १४८ आदि
१०	Neon	Ne	नीऑन, नीओन	नो	नूतनम्	नू	२०.१८३	२०, २१, २१
२८	Nickel	Ni	निकेल	नि	नकलम्	न	५८.६९	५८, ६०, ६८ (६१), ६६
७	Nitrogen	N	नाइट्रोजन	न	नोपन्नम्	नो	१४.००८	१४, १५

परमाणु संख्या	तत्व	संकेत	तत्त्व (हिन्दी)	संकेत	वि० प० का नाम	संकेत	परमाणुभार	समस्थानिक
३८	Strontium	Sr	स्ट्रॉशियम	स्ट्र	स्त्रशम्	स्त	८७.६३	८८, ८६, ८७, ८८
१६	Sulphur	S	गन्धक, सल्फर	ग	गन्धक	ग	३२.०६	३२, ३४, ३६
७३	Tantalum	Ta	टैण्डलम	टै	तन्तालम्	त	१८०.८८	१८१
५२	Tellurium	Te	टेलूरियम	टे	थलम्	थ	१२७.६१	१३०, १२८, १२६, १२५ आदि
६५	Terbium	Tb	टरबियम	ट	टेरबम्	टे	१५९.२	१५९
८१	Thallium	Tl	थैलियम	थै	थैलम्	थै	२०४.३९	२०३, २०५
९०	Thorium	Th	थोरियम	थो	थोरम्	थो	२३२.१०	अनेक
६९	Thulium	Tm	थूलियम	थू	थूलम्	थू	१६९.०६	१६९
५०	Tin	Sn	टिन, वंग, राँगा	टि	वंगम्	व	११८.७१	१२०, ११८, ११६, ११५, ११३, १११, १०९, १०८
२२	Titanium	Ti	टाइटैनियम	टा	टिटेनम्	टि	४७.९	४८, ४६, ४७, ४५, ४०
७४	Tungsten	W	टंगस्टन, तुल्काम	वु	वुल्कामम्	वु	१८३.९२	१८६, १८३, १८२, १८०
९२	Uranium	U	यूरेनियम	यू	यूनाकम्	यू	२३८.०७	२३८, २३६
२३	Vanadium	V	वैनेडियम	वे	वलदम्	व	५०.९५	५१
५४	Xenon	Xe	ज़ोनन	जी	अन्यजन	अ	१३१.३	१२९, १३०, १३१ आदि
७०	Ytterbium	Yb	यिटरबियम	यि	योजिवम्	यी	१७३.०४	१७६, १७८, १७३ आदि
३९	Yttrium	Y	यिट्रियम	यी	यित्रम्	य	८८.९०	८९
३०	Zinc	Zn	ज़िंक, यशद, जस्ता,	य	दस्तम्	द	६५.३८	६६, ६६, ६८, ६७, ७०
४०	Zirconium	Zr	ज़रकोनियम	ज़ि	जिरकनम्	जि	९१.२२	९०, ९२, ९४, ९१, ९६

जाती हैं। एक तत्व के सब परमाणु एक ही प्रकार के होते हैं। पर भिन्न-भिन्न तत्वों के परमाणु परस्पर भिन्न होते हैं। यह विभिन्नता लगभग सभी रासायनिक और भौतिक गुणों में पाई जाती है, प्रत्येक तत्व के परमाणु का परमाणुभार (atomic weight) भी अलग अलग है। प्रत्येक तत्व की एक निजी क्रम संख्या है जिसे “परमाणु-संख्या” (atomic number) कहते हैं। पीछे दी सारणी में तत्वों के नाम, संकेत, परमाणुसंख्या और परमाणुभार दिये गये हैं। साथ ही साथ “विज्ञान परिषद् प्रयोग” ने तत्वों के जो नाम और संकेत दिये थे, उनको भी यहाँ दिखा दिया गया है। इस पुस्तक में हम अंग्रेजी संकेतों का ही प्रयोग करेंगे। •

परमाणुभार निकालने की विधियाँ—तत्वों के परमाणुभार पीछे दी गयी सारणी में अंकित हैं। हाइड्रोजन का परमाणुभार आदर्श रूप में पहले १ मान लिया गया था, और इसकी अपेक्षा से अन्य तत्वों के परमाणुभार व्यक्त किये जाने लगे, पर बाद को यह अनुभव हुआ कि तत्वों के परमाणुभारों को ऑक्सीजन की अपेक्षा से व्यक्त करना अधिक सुविधाजनक है। अतः अब परमाणुभार के लिये ऑक्सीजन आदर्श माना जाता है। इसका परमाणुभार पूर्णतः १६.००० मान लिया गया है। इसकी अपेक्षा से हाइड्रोजन का परमाणुभार १.००८१ है।

इस सम्बन्ध में यह जानना मनोरञ्जक होगा कि डाल्टन ने १८०३ में हाइड्रोजन को १ और ऑक्सीजन को १६ माना था। हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का संबंध अनिश्चित रहा और इस आधार पर स्टार्स (Stas) ने १८६०-६१ में यह चाहा कि ऑक्सीजन को १६ निश्चित रूप से मान कर धातुओं के परमाणुभार ऑक्सीजन की अपेक्षा से व्यक्त किये जायँ। १८२५ में थामसन (Thomson) ने ऑक्सीजन भार को १ माना था, और वुलैस्टन (Wollaston) ने १८१४ में इसे १०, स्टार्स ने १६ और बर्ज़ीलियस ने १०० माना। पर अब तो सभी ऑक्सीजन का परमाणुभार १६ मानते हैं।

परमाणुभार अनेक विधियों से निकाले जाते हैं। कुछ विधियाँ संक्षेप में यहाँ दी जाती हैं—

केनीत्सारो-विधि—वाष्पशील यौगिकों का अणुभार निकाल कर उनके आधार पर तत्व के परमाणुभार को निर्धारित करने की विधि केनीत्सारो (Cannizzaro) ने दी। उदाहरणतः, कार्बन कई प्रकार के वाष्पशील

यौगिक देता है। इन यौगिकों के वाष्पघनत्व आसानी से निकाले जा सकते हैं। और अणुभार = $2 \times$ वाष्पघनत्व। अतः अणुभार आसानी से निकल आता है। प्रत्येक यौगिक में कितने प्रतिशत कार्बन है, यह भी सरलता पूर्वक निकाल सकते हैं। किसी यौगिक में कार्बन की न्यूनतम मात्रा कितनी है, इस आधार पर कार्बन के परमाणुभार की कल्पना कर सकते हैं क्योंकि किसी भी यौगिक में १ परमाणु से कम तो कार्बन हो ही नहीं सकता। नीचे दिये हुये कार्बन यौगिकों के अणुभार आदि से यह बात स्पष्ट है।

कार्बन यौगिक अणुभार तौल की दृष्टि से प्रति अणु में कार्बन अनुपात की मात्रा

कार्बन एकौक्साइड	२८	C : O :: ३ : ४	१२
कार्बन द्वि ऑक्साइड	४४	C : O :: ३ : ८	१२
मेथेन	१६	C : H :: ३ : १	१२
एथिलीन	२८	C : H :: ६ : १	$१२ \times २ = २४$
प्रोपिलीन	४२	C : H :: ६ : १	$१२ \times ३ = ३६$

क्योंकि कार्बन का कोई भी यौगिक ऐसा नहीं है जिसके अणुभार में कार्बन की मात्रा १२ से कम हो, अतः यही संभव है कि कार्बन का परमाणु भार १२ है।

ड्यूलॉ और पेट्टी (Dulong and Petit) की विधि—सन् १८१६ में इन रसायनज्ञों ने यह विचित्र बात देखी कि ठोस तत्वों के परमाणुभार और उनके आपेक्षिक तापों का गुणनफल ६०-६४ के लगभग होता है। इस गुणनफल को परमाणु-ताप कहते हैं।

$$\text{परमाणु-ताप} = \text{परमाणुभार} \times \text{आपेक्षिक ताप} = ६०-६४$$

नीचे की सारणी से यह बात कुछ स्पष्ट हो सकती है—

तत्व	परमाणुभार	आपेक्षिक ताप	परमाणु-ताप
लीथियम	६९.४	०.९४०८	६५.३
ऐल्यूमीनियम	२७.०	०.२१४३	५८.१
लोहा	५५.८५	०.१०६८	६१.२
ताँबा	६३.५७	०.०६२३	५८.८
चाँदी	१०७.८८	०.०५५६	६०.३
सोना	१९७.२	०.०३०४	६२.५
सीसा	२०७.२१	०.०३१५	६५.२

अब मान लीजिये कि हमें बिसमथ का परमाणुभार निकालना है। बिसमथ के यौगिकों का विश्लेषण करके पता चला कि इसका तुल्यांक-भार (equivalent weight) 66.67 है अतः इसका परमाणुभार इस तुल्यांक-भार को १, २, ३, ४, ५ या इसी प्रकार की किसी पूर्ण संख्या से गुणा करने पर निकलेगा, पर किस संख्या से गुणा किया जाय, यह निश्चित करना है।

ज्यूलौ और पेटी के नियम से

$$\text{परमाणुभार} = \frac{6.4}{\text{आपेक्षिक ताप}} \quad (\text{लगभग})$$

बिसमथ का आपेक्षिक ताप 0.0304 है।

$$\therefore \text{बिसमथ का परमाणुभार} = \frac{6.4}{0.0304} = 211 \text{ के लगभग}$$

परमाणु भार को तुल्यांक-भार से भाग देकर तत्त्व की संयोज्यता (Valency) निकलती है। अतः

$$\frac{\text{परमाणुभार}}{\text{तुल्यांक-भार}} = \text{बिसमथ की संयोज्यता} = \frac{211}{66.67} = 3.1$$

$$= 3 \text{ (पूर्ण संख्या में)}$$

संयोज्यतायें पूर्ण संख्या में होती हैं। अब हम इससे यह निश्चय-पूर्वक कह सकते हैं कि बिसमथ का परमाणुभार बिसमथ के तुल्यांक-भार को ३ से गुणा करने पर निकल आवेगा।

$$\text{बिसमथ का परमाणुभार} = 66.67 \times 3 = 200.01$$

यह स्मरण रखना चाहिये कि इस विधि में आपेक्षिक ताप के आधार पर संयोज्यता निश्चित करते हैं, और रासायनिक विश्लेषण की विधि से तुल्यांक-भार निकालते हैं। और फिर परमाणुभार निश्चित कर लेते हैं।

इसे हम एक और उदाहरण से स्पष्ट करेंगे। जिस समय इंडियम तत्त्व की खोज हुई, इसके क्लोराइड के विश्लेषण से पता चला कि इसमें इंडियम 37.2 भाग और क्लोरीन 34.86 भाग है। अतः इसका तुल्यांक-भार 37.2 हुआ। (तुल्यांक-भार वह मात्रा है जो १. भाग हाइड्रोजन, या ८ भाग ऑक्सीजन या 34.86 भाग क्लोरीन से संबन्धित हो)।

आरम्भ में यह सोचा गया कि संभवतः इंडियम की संयोज्यता २ हो। यदि ऐसा है, तो परमाणुभार $37.2 \times 2 = 74.4$ ठहरता है।

पर इंडियम का आपेक्षिक ताप 0.047 निकला, अतः

$$\text{इंडियम का परमाणु भार} = \frac{६४}{०.०५७} = ११२.३$$

$$\text{अतः इंडियम की संयोज्यता} = \frac{\text{इंडियम का परमाणु भार}}{\text{तुल्यांक-भार}}$$

$$= २.९७.$$

$$= ३ \quad (\text{पूर्ण संख्या})$$

$$\text{अतः इंडियम का सच्चा परमाणु भार} = \text{तुल्यांक-भार} \times \text{संयोज्यता}$$

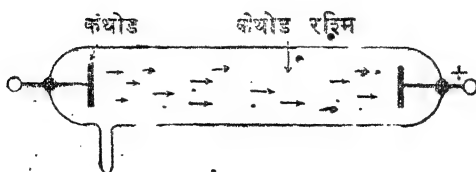
$$= ३७.८ \times ३$$

$$\therefore = ११३.४$$

मणिभ-समरूपता का नियम और परमाणु भार—सन् १८१८ में मिश्लरलिच (Mitscherlich) ने यह बताया कि बहुधा एक ही प्रकार के तत्वों के यौगिक भी एक ही जाति के मणिभ देते हैं। मणिभों की यह समरूपता (Isomorphism) तत्वों की संयोज्यता निश्चित करने में कभी कभी अच्छी सहायता देती है। उदाहरण के लिये, सेलीनियम और गन्धक तत्वों के रासायनिक गुण एक से ही हैं। इनके यौगिक पोटैसियम सेलीनेट और पोटैसियम सल्फेट एक ही जाति के समरूप मणिभ देते हैं, अतः सेलीनियम और गन्धक की संयोज्यताएँ दोनों यौगिकों में एक ही होनी चाहिये। अतः यदि सोडियम सल्फेट (Na_2SO_4) है तो सोडियम सेलीनेट (Na_2SeO_4) होगा। गन्धक की संयोज्यता २ है, अतः सेलीनियम की भी २ होगी।

सेलीनियम का तुल्यांक-भार ३६.५ है, अतः इसका परमाणु भार $३६.५ \times २ = ७३.००$ हुआ।

एलेक्ट्रॉन या ऋणाणु—यदि किसी विसर्ग नलिका (चित्र १४) में बहुत विरल दाब (०.०३ मि० मी०) पर गैस ली जाय और उसमें विद्युत् विसर्ग प्रवाहित किया जाय तो ऋणद्वार (कैथोड) से निकलती हुई नीले रंग की दीप्ति दिखायी देती है।



चित्र १४—क्रूक्स की विसर्ग-नलिका

सन् १८७६ में इन

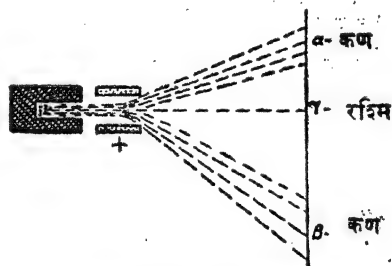
“रश्मियों” को गोल्ड-

स्टाइन (Goldstein) ने “कैथोड-किरण” नाम दिया था। १८५८ में प्लूकर (Plucker) ने यह भी देखा कि चुम्बक पास लाने पर ये

किरणें अपने मूलमार्ग से विचलित भी हो जाती हैं, और १८६६ में हिटॉर्फ (Hittorf) ने प्रयोगों से यह दिखाया कि यदि अभ्रंक पत्र इनके मार्ग में रखा जाय तो इन किरणों की छाया भी पड़ती है। ये कैथोड किरणें कैथोड की लम्ब दिशा में चलती हैं। कैथोड किरणें क्या हैं, इस संबंध में बहुत दिनों तक विवाद रहा। क्रूक्स (Crookes) ने १८७६ में यह कल्पना प्रस्तुत की कि ये किरणें द्रव्य का चौथा रूप हैं (तीन साधारण रूप ठोस, द्रव और गैस हैं)। सन् १८९७ में सर जे० जे० थामसन (Thomson) ने यह स्पष्ट सिद्ध किया कि ये किरणें वस्तुतः ऋणविद्युत् वाहक सूक्ष्म कणों का पुंज हैं। इन कणों का नाम एलेक्ट्रॉन या 'ऋणाणु' पड़ा। एलेक्ट्रॉन का कण इतना सूक्ष्म है कि इसका भार हाइड्रोजन के परमाणु के भार का $1/1836$ अंश है। ऋणाणु के आविष्कार ने परमाणु की रचना व्यक्त करने में बड़ी सहायता दी। ऋणाणु से छोटा और कोई कण अब तक नहीं पाया गया।

रेडियम-धर्मा पदार्थों से निकली किरणें—परमाणु की रचना समझने में रेडियम-धर्मा (रश्मिशक्ति या रेडियोएक्टिव) पदार्थों ने बड़ी सहायता की। सन् १८९६ में बेकरेल

(Becquerel) ने यह दिखाया कि यूरेनियम खनिजों में से कुछ ऐसी किरणें निकलती रहती हैं, जो काले कागज से ढके हुये फोटोग्राफी-प्लेट को भी प्रभावित कर देती हैं। बाद को थोरियम खनिजों



चित्र १५—रेडियम धर्मा पदार्थों से निकली किरणें

में भी यह गुण पाये गये।

मेडेम क्यूरी ने इन गुणों के आश्रय पर ही रेडियम नामक तत्व का पता चलाया, जिसमें रश्मिशक्ति गुण सबसे अधिक है। रेडियम या यूरेनियम से जो किरणें निकलती हैं, वे तीन प्रकार की पायी गयीं—एलफा किरण, बीटा किरण और गामा किरण।

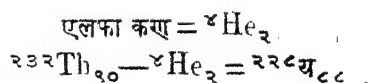
(क) एलफा किरणें धन विद्युत् युक्त छोटे छोटे कणों का पुंज हैं। इन कणों का भार आदि यह बताता है कि ये ऐसे हीलियम परमाणु हैं, जिन पर दो इकाई धन विद्युत् आवेश है। इन्हें हम ${}^4\text{He}^{2+}$ लिख सकते हैं। कणों का भार ४ और इन पर आवेश २ है। इन्हें हम इसलिये द्रव्याविष्ट

(Doubly charged) हीलियम परमाणु कह सकते हैं। चुम्बकी क्षेत्र में इन किरणों की दिशा विचलित होती है। धातुपत्र इन किरणों का शोषण कर लेते हैं।

(ख) बीटा किरणें ऋणाणुओं के पुंजां से बनी हैं, इन्हें हम ${}^0_{-1}\text{e}$ लिखेंगे। इन पर एक इकाई ऋण विद्युत् आवेश है। इनके कणों का भार लगभग शून्य है। चुम्बकी क्षेत्र में ये किरणें एलफा किरणों वाली दिशा से विपरीत दिशा में विचलित होती हैं। ऐल्यूमीनियम के पतले पत्र के पार जा सकती हैं।

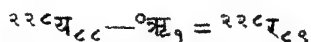
(ग) गामा किरणें चुम्बकीय क्षेत्र में विचलित नहीं होतीं। ये किरणें अतिसूक्ष्म तरंग दैर्घ्य की रॉज़न रश्मियों के समान हैं। ये कई इन्च मोटे सीसे के पत्र के भी आरपार चली जाती हैं।

रेडियम-धर्मा पदार्थों में से एलफा और बीटा किरणें स्वतः निकलती रहती हैं, और इनके निकलने पर ये तत्त्व अन्य तत्त्वों में परिणत होते रहते हैं। परिवर्तन की यह शृंखला काफ़ी दूर तक जाती है। एक एलफा कण निकलने पर नये तत्त्व का परमाणुभार ४ इकाई कम हो जाता है, और धन केन्द्र का आवेश भी २ इकाई कम हो जाता है।



नया तत्त्व य जो थोरियम से बना, मेसोथोरियम-१ कहलाता है, इसका परमाणु भार २२८ और धन केन्द्र पर आवेश ८८ है। इसी प्रकार अन्य उदाहरण समझने चाहिये।

किसी रेडियम-धर्मा तत्त्व के केन्द्र में से यदि एक बीटा कण (एलेक्ट्रॉन) निकले, तो परमाणुभार में कोई अन्तर नहीं होता, पर केन्द्र का धन आवेश १ इकाई बढ़ जाता है (ऋणाणु का आवेश—१ है जो घटने पर +१ हो जाता है)।

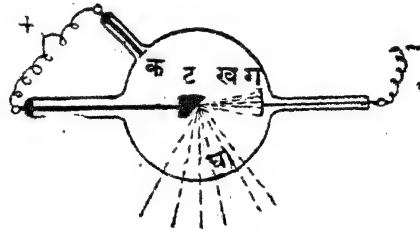


इस प्रकार य से दूसरा तत्त्व र बना, उसे मेसोथोरियम-२ कहते हैं।

परमाणुसंख्या—लार्ड रदरफोर्ड (Rutherford) ने १९११ में यह पहली बार दिखाया कि परमाणुओं के केन्द्र में धन विद्युत् होती है। जितने

भी तत्व हैं, उन सबके धनकेन्द्रों पर पृथक्-पृथक् विद्युत् आवेश है। यदि ऋणाणु के आवेश को ऋण इकाई माना जाय, तो हाइड्रोजन के परमाणु के केन्द्र पर १ धन इकाई आवेश मानना होगा। हीलियम के केन्द्र पर २ धन आवेश है। लीथियम के केन्द्र पर ३ धन आवेश है, बेरीलियम केन्द्र पर ४, बोरन केन्द्र पर ५, कार्बन पर ६, नाइट्रोजन पर ७, ऑक्सीजन पर ८, फ्लोरीन पर ९, और नेऑन पर १० है। धन केन्द्र पर स्थित इस आवेश संख्या का ही नाम परमाणु-संख्या है।

परमाणु-संख्या का व्यक्तीकरण सबसे पहले मोसले (Moseley) नामक एक तरुण वैज्ञानिक ने १९१३ में किया। उसने देखा कि जब कैथोड किरणों किसी धातु या अन्य तत्व पर आघात करती हैं, तो उनसे रॉड्जन किरणें (एक्स-रश्मि) निकलती हैं। यदि मणिम (ट) द्वारा इन किरणों का विश्लेषण किया जाय तो यह पता चलता है, कि इन



चित्र १६—एक्सरश्मि यंत्र

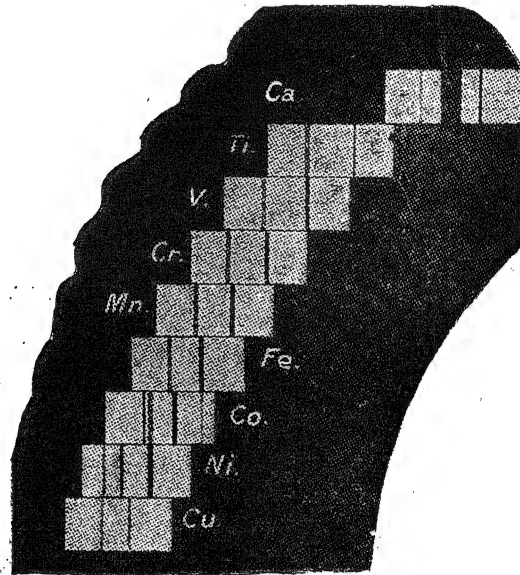
रॉड्जन किरणों का तरंगदैर्घ्य भिन्न भिन्न धातुओं के लिये अलग अलग है। कैथोड किरणों कैलसियम पर आघात करके जो रॉड्जन किरणें देंगी, उनका तरंग-दैर्घ्य वही न होगा, जो क्रोमियम, मैंगनीज या लोहे में से निकली किरणों का है। मोसले ने प्रयोगों से यह स्पष्ट किया कि—

$$1/\lambda = k^2 (l - x)^2, \text{ या, } \sqrt{1/\lambda} = k (l - x)$$

त किरण का तरंग-दैर्घ्य है, क और ख स्थिर संख्यायें हैं, और ल एक ऐसी संख्या है, जो धातु पर निर्भर है। इस “ल” को “परमाणुसंख्या” कहते हैं। मोसले ने दिखलाया, कि यह परमाणुसंख्या हर एक तत्व के लिए अलग अलग है। यह परमाणुसंख्या पूर्णांक है (भिन्न नहीं)। जैसे जैसे तत्वों का परमाणुभार बढ़ता जाता है, यह परमाणुसंख्या भी उसी क्रम में बढ़ती जाती है।

आजकल के परमाणुरचना-सिद्धान्त के अनुसार यह परमाणुसंख्या उन ऋणाणुओं की संख्या की भी सूचक है जो धनकेन्द्र के चारों ओर बाहरी

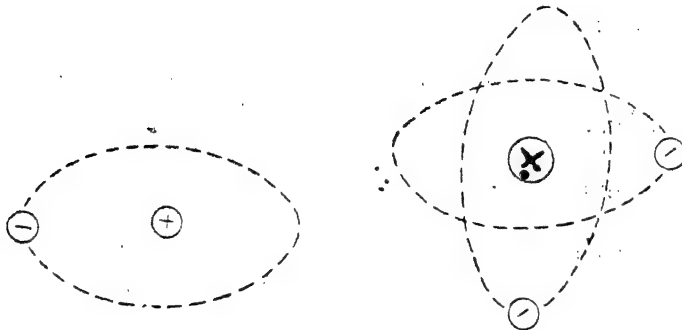
परिधियों में चक्कर लगा रहे हैं। हाइड्रोजन की परमाणुसंख्या १ है, इसका अभिप्राय यह है कि हाइड्रोजन के केन्द्र पर १ इकाई धन आवेश है, और धन केन्द्र के चारों ओर १ ऋणाणु चक्कर लगाता है। ब्रोमीन की परमाणुसंख्या ३५ है, अतः ब्रोमीन के केन्द्र पर ३५ इकाई धन आवेश है, और ब्रोमीन के परमाणु में ३५ ऋणाणु धन केन्द्र के चारों ओर चक्कर लगा रहे हैं। यूरेनियम की परमाणुसंख्या ९२ है, अतः उसके केन्द्र पर विद्युत् आवेश ९२ धन इकाई है, और इस तत्त्व के परमाणु में ९२ ऋणाणु केन्द्र के चारों ओर चक्कर लगाते हैं।



चित्र १७—मोसले द्वारा लिया हुआ तत्त्वों का रॉज़न रश्मि-चित्र

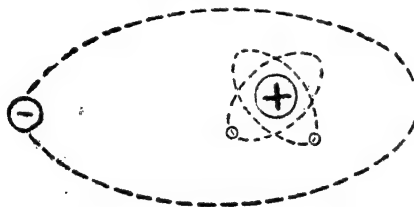
परमाणु की परिधियों पर ऋणाणुओं का विन्यास—मोसले की परमाणुसंख्या से यह तो स्पष्ट हो गया कि तत्त्व के धन केन्द्र पर विद्युत् आवेश कितना है, और परिधियों पर चक्कर लगाने वाले ऋणाणुओं की संख्या कितनी है। परमाणु रचना के समझने के लिये अब दूसरी आवश्यक बात यह जाननी है, कि क्या सब ऋणाणु एक ही परिधि पर चक्कर लगाते हैं, अथवा प्रत्येक परिधि पर चक्कर लगाने वाले ऋणाणुओं की संख्या

निश्चित है। परमाणुओं की रचना सौर-मण्डल के समान समझी जाती है, पर सौर-मण्डल में तो एक परिधि पर एक ही ग्रह सूर्य के चारों ओर चक्कर लगाता है।



चित्र १८—परमाणुओं की रचना—हाइड्रोजन

चित्र १९—हीलियम परमाणु



चित्र २०—लैथियम परमाणु

हम यह देखते हैं कि शून्यसमूह की निष्क्रिय गैसों की परमाणु-संख्यायें क्रमशः २, १०, १८, ३६, ५४, और ८६ हैं। ये संख्यायें निम्न श्रेणी से व्यक्त होती हैं—

$$ल = २ (१^२ + २^२ + ३^२ + ४^२ + ५^२ + ६^२ + ७^२ + ८^२ + ९^२ + १०^२ + ११^२ + १२^२ + १३^२ + १४^२ + १५^२ + १६^२ + १७^२ + १८^२ + १९^२ + २०^२ + २१^२ + २२^२ + २३^२ + २४^२ + २५^२ + २६^२ + २७^२ + २८^२ + २९^२ + ३०^२ + ३१^२ + ३२^२ + ३३^२ + ३४^२ + ३५^२ + ३६^२ + ३७^२ + ३८^२ + ३९^२ + ४०^२ + ४१^२ + ४२^२ + ४३^२ + ४४^२ + ४५^२ + ४६^२ + ४७^२ + ४८^२ + ४९^२ + ५०^२ + ५१^२ + ५२^२ + ५३^२ + ५४^२ + ५५^२ + ५६^२ + ५७^२ + ५८^२ + ५९^२ + ६०^२ + ६१^२ + ६२^२ + ६३^२ + ६४^२ + ६५^२ + ६६^२ + ६७^२ + ६८^२ + ६९^२ + ७०^२ + ७१^२ + ७२^२ + ७३^२ + ७४^२ + ७५^२ + ७६^२ + ७७^२ + ७८^२ + ७९^२ + ८०^२ + ८१^२ + ८२^२ + ८३^२ + ८४^२ + ८५^२ + ८६^२ + ८७^२ + ८८^२ + ८९^२ + ९०^२ + ९१^२ + ९२^२ + ९३^२ + ९४^२ + ९५^२ + ९६^२ + ९७^२ + ९८^२ + ९९^२ + १००^२)$$

$$\text{अर्थात् } २ = २ \times १, \quad १० = २ (१^२ + २^२),$$

$$१८ = २ (१^२ + २^२ + ३^२), \quad ३६ = २ (१^२ + २^२ + ३^२ + ४^२) \text{ इत्यादि।}$$

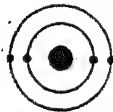
इस श्रेणी को रीडबर्ग-श्रेणी (Rydberg's series) कहा जाता है। इस श्रेणी के अनुसार हीलियम परमाणु में पहली परिधि पर २ ऋणाणु हैं। नेओन के १० ऋणाणु में से पहली परिधि पर २, और दूसरी पर ८ हैं। आर्गन परमाणु की पहली परिधि पर २, दूसरी पर ८, और तीसरी परिधि पर भी ८ ऋणाणु हैं। इसी प्रकार अन्यो की भी रचना समझी जा सकती है।

रीडबर्ग श्रेणी ऋणाणु-विन्यास का सच्चा चित्रण नहीं करती। वस्तुतः शून्य समूह के तत्त्वों के ऋणाणुओं का विन्यास भिन्न-भिन्न परिधियों या कक्षाओं (Shell) में निम्न प्रकार है—

परिधि	१	२	३	४	५	६
२ हीलियम	२					
१० नेऑन	२	८				
१८ आर्गन	२	८	८			
३६ क्रिप्टन	२	८	१८	८		
५४ ज़ीन	२	८	१८	१८	८	
८६ रेडन (नितन)	२	८	१८	३२	१८	८

इस विन्यास को देखने से पता चलता है कि इन तत्त्वों में से प्रत्येक की बाह्यतम परिधि पर ८-८ ऋणाणु हैं। वस्तुतः प्रत्येक परिधि पर अधिकतम कितने ऋणाणु रह सकते हैं, यह बात नीचे की श्रेणी से व्यक्त होती है।

$$L = 2 (1^2 + 2^2 + 3^2 + 4^2 + \dots)$$



बेरीलियम



बोरॉन



कार्बन



नाइट्रोजन



ऑक्सीजन



फ्लोरिन



नेऑन

● = केंद्र

● = ऋणाणु

अर्थात् पहली परिधि पर अधिकतम २ ऋणाणु स्थित रह सकते हैं, दूसरी पर ८, तीसरी पर १८, और चौथी पर ३२। पर यह संख्या अधिकतम ऋणाणुओं की है। पर साथ ही, ऋणाणु विन्यास के संबंध में एक दूसरा भी नियम है। वह यह है कि “किसी परिधि पर स्थिर रह सकने वाले ऋणाणुओं की “अधिकतम” संख्या कुछ भी क्यों न हो, जब तक यह परिधि “बाह्यतम” परिधि है, इस पर ८ से अधिक ऋणाणु नहीं होंगे।”

उदाहरणतः तीसरी परिधि पर उपर्युक्त श्रेणी के अनुसार १८ ऋणाणु रह सकते हैं, पर यदि किसी परमाणु में ३ ही परिधियाँ हैं, और यह तीसरी परिधि ही बाह्यतम परिधि है, तो इसमें ८ ऋणाणु से अधिक नहीं रहेंगे (देखो आर्गन)। पर यदि अब १ ऋणाणु भी चौथी परिधि में आ जाय, तो तीसरी परिधि में अब और ऋणाणु बढ़ाये जा सकते हैं, जब तक कि यह संख्या १८ न हो जाय। कुण्टन में तीसरी परिधि संतृप्त है, अर्थात् पूरे १८ ऋणाणु हैं।

एक ही परिधि के सब ऋणाणुओं का तल या स्तर (level) एक नहीं होता। स्तर के अनुसार ४ भेद और किये गये हैं, जिन्हें s, p, d और f अक्षरों से सूचित करते हैं। प्रत्येक परिधि के प्रथम २ ऋणाणु s-स्तर के माने जाते हैं, फिर बाद के २+४=६ ऋणाणु p-स्तर के, और फिर बाद के ६+४=१० ऋणाणु d-स्तर के और फिर १०+४=१४ ऋणाणु f-स्तर के माने जाते हैं। इस प्रकार चौथी परिधि के ३२ ऋणाणुओं में से पहले दो s-स्तर के माने जायेंगे। इन्हें हम s^2 लिखेंगे, और क्योंकि ये ४थी परिधि के हैं, हम इन्हें $4s^2$ लिख सकते हैं। आगे के ६ ऋणाणु p-स्तर के हैं, इन्हें p^6 लिखेंगे, और क्योंकि ४ थी परिधि पर हैं, अतः $4p^6$ लिखेंगे। फिर १० ऋणाणु d-स्तर के होंगे, जिन्हें हम $4d^{10}$ लिखेंगे। शेष f-स्तर के १४ ऋणाणु होंगे ($4f^{14}$)। इस प्रकार ४ थी परिधि के ३२ ऋणाणु निम्न प्रकार वर्गीकृत होंगे—

$$4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}$$

इसी प्रकार अन्य परिधियों के ऋणाणुओं का विन्यास समझना चाहिये। इस पद्धति के आधार पर शून्यसमूह के तत्वों का ऋणाणु-उपक्रम

१ s का अर्थ sharp (तीव्र, त); p अर्थ principal (मुख्य, म); d का अर्थ diffused (प्रकीर्ण, प) और f का अर्थ fundamental (वास्तविक, व) है। पर इन नामों का कोई महत्त्व नहीं रह गया है।

तत्त्वों का ऋणाणु-उपक्रम

तत्त्व	परमाणु संख्या	१	२	३	४	५	६	७
		s	s	s	s	p	p	d
H	१	१						
He	२	२						
Li	३	२	१					
Be	४	२	२					
B	५	२	२	१				
C	६	२	२	२				
N	७	२	२	२	१			
O	८	२	२	२	२			
F	९	२	२	२	२	१		
Ne	१०	२	२	२	२	२		
Na	११	२	२	२	२	२	१	

क्रम	परमाणु संख्या	१		२				३				४				५			६		७
		s	t	s	t	p	m	s	t	p	m	d	v	f		s	t	p	d	p	
Zn	३०	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Ga	३१	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Ge	३२	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
As	३३	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Rb	३४	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Se	३५	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Br	३६	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Rb	३७	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Kr	३८	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Sr	३९	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Y	४०	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Zr	४१	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Nb	४२	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Mo	४३	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२
Ma	४४	२	२	२	२	५	५	२	२	२	२	१०	१०	५	५	२	२	२	२	२	२

53

[illegible]

निम्न प्रकार चित्रित किया जा सकता है—

हीलियम (२)— $1s^2$

नेओन (१०)— $1s^2, 2s^2, 2p^6$

आर्गन (१८)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

कृप्टन (३६)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2,$

$4p^6$

ज़ीनन (५४)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2,$

$4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}, 5s^2, 5p^6$

निटन (८६)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2,$

$4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}, 5s^2, 5p^6, 5d^{10}, 6s^2, 6p^6$

तत्त्व-परिवर्तन के कुछ प्रारम्भिक प्रयोग

यह अभी कहा जा चुका है कि रेडियम-धर्मा पदार्थों के केन्द्र में से एलफा और बीटा कणों का विसर्जन होता रहता है। प्रश्न यह है कि क्या ये एलफा कण अन्य तत्त्वों के केन्द्र में प्रविष्ट होकर परिवर्तन उत्पन्न कर सकते हैं? ये परिवर्तन दो प्रकार के होंगे—एक तो यह कि किसी तत्त्व के केन्द्र में एक एलफा कण संयुक्त होकर एक नया भारी केन्द्र बन जायगा। और दूसरी बात यह भी हो सकती है कि यह नया बना हुआ भारी केन्द्र फिर नए प्रकार से विभाजित हो जाय और कोई दूसरा केन्द्र बने। दोनों ही प्रकार से एक तत्त्व किसी न-किसी दूसरे तत्त्व में परिणत हो जायगा। नये तत्त्व की परमाणुसंख्या का पता चलने पर ज्ञात हो जायगा कि इस नये तत्त्व का क्या नाम है।

सर विलियम रैमज़े (Ramsay) का ध्यान तत्त्व-परिवर्तन की ओर सन् १९०७ के लगभग गया। उन्होंने निटन (रेडन) का प्रभाव तृत्तिये (ताम्रसल्फेट) के विलयन पर देखना चाहा। उन्हें आशा थी कि प्रक्रिया में उन्हें ताँबा मिलेगा। पर प्रयोग के अनन्तर उन्हें ताँबा और हीलियम तो न मिला, पर नेओन और आर्गन गैसों मिलीं, और साथ ही साथ लीथियम तत्त्व भी मिला। बाद को सन् १९०८ में भी केमरन (Cameron) और रैमज़े ने इसी प्रयोग को दोहराया, और उन्हें वैसे ही परिणाम मिले। रैमज़े ने यह भी देखा कि थोरियम नाइट्रेट और ज़रकोनियम नाइट्रेट के विलयनों पर यदि निटन का प्रभाव देखा जाय तो कार्बन ऑक्साइड और लीथियम बनते हैं। इस प्रकार निटन के प्रभाव से तत्त्व परिवर्तन संभव हो जाता है। बाद को श्रीमती कुरी, और ग्लेडिच (Gleditsch) ने और रूथरफोर्ड (Ruther-

ford) और रायड्स (Royds) ने रैमज्जे के इन प्रयोगों को दोहराया, पर उन्हें सन्तोषजनक फल न मिले, और तत्त्व परिवर्तन की संभावना संदिग्ध ही रही।

सन् १९१३ में कौली (Collie) और पेटरसन (Patterson) ने शुद्ध फ्लोरस्पर (कैल्सियम फ्लोराइड) पर कैथोड किरणों द्वारा आक्रमण किया। प्रक्रिया में उन्हें हाइड्रोजन परीक्साइड और कार्बन डिऑक्साइड मिले। साथ ही-साथ नेत्रोन के भी कुछ चिह्न मिले। काँच की ऊन (Glass wool) पर प्रयोग करने पर ऐसे ही फल मिले। पर बहुत कुछ संभव है कि नेत्रोन गैस कहीं बाहर से आगई हो, अथवा अशुद्धि के रूप में पूर्व से ही विद्यमान हो। कौली ने (१९१४) यूरेनियम चूर्ण और हाइड्रोजन गैस को साथ-साथ विद्युत् विसर्ग के अन्दर प्रभावित किया, और उनका कहना है कि उन्हें इस प्रकार हीलियम और नेत्रोन गैस मिलीं। पर सौडी (Soddy), मैकज़ी (Mackenzie), स्ट्रूट (Strutt), मरटन (Merton) आदि वैज्ञानिक कौली के उपर्युक्त प्रयोगों को न दोहरा पाये और तत्त्व-परिवर्तन की बात सन्दिग्ध ही रह गई। इधर सन् १९२६ में मीथे (Miethe) ने जर्मनी में यह घोषणा की कि वह पारे को सोने में परिवर्तित करने में सफल हुआ है। पर बाद को हाबर (Haber) आदि ने यह प्रदर्शित किया कि जिस पारे का मीथे ने प्रयोग किया था उसमें पूर्व से ही स्वर्ण के सूक्ष्मकण विद्यमान थे।

तत्त्व-विच्छेद के साधन

इसमें तो सन्देह नहीं कि परमाणु के धनकेन्द्र तक पहुँचना अति दुष्कर है, और इसीलिए यह सम्भव नहीं है कि पारसमणि के सदृश किसी पत्थर के स्पर्श मात्र से लोहा सोने में परिणत हो जाय। पर हाँ, आजकल तो पारस के चार रूप विद्यमान हैं, जिनकी सहायता से एक तत्व का दूसरे तत्व में परिणत होना संभव हो गया है :—

- १—किसी तत्व के केन्द्र को प्रोटोन कणों द्वारा आक्रमित करके।
- २—किसी तत्व के केन्द्र को एलफा कणों द्वारा आक्रमित करके।
- ३—किसी तत्व के केन्द्र को न्यूट्रोन द्वारा आक्रमित करके।
- ४—किसी तत्व के केन्द्र को ड्यूटेरोन द्वारा आक्रमित करके।

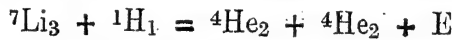
तत्त्व विच्छेद के ये चार साधन सुलभ हैं। हम इनके द्वारा किये गये प्रयोगों का सूक्ष्म उल्लेख यहाँ करेंगे।

प्रोटोन कणों द्वारा तत्त्व-विच्छेद •

जब विद्युत् की सहायता से हाइड्रोजन परमाणु की परिधि पर घूमनेवाला

ऋणाणु पृथक् हो जाता है तो वैद्युत् हाइड्रोजन परमाणु प्राप्त होता है। इसे ही प्रोटोन कहते हैं। इसका भार हाइड्रोजन परमाणु के समान ही १.००७२ होता है। सन् १९३२ में कोक्रोफ्ट (Cockcroft) और वाल्टन (Walton) ने एक सुन्दर आयोजना प्रस्तुत की जिसकी सहायता से अति तीव्र गति वाले प्रोटोनों का समूह प्राप्त होना संभव हो गया। एक विसर्जनलिका (Discharge tube) में हाइड्रोजन लिया गया और ६,००,००० वोल्ट विभव-भेद पर विद्युत् विसर्ग प्रवाहित किया गया। इस विधि से अति तीव्रगामी प्रोटोनकरण प्राप्त हुए। इनके मार्ग में धातु तट्टियों को रख कर प्रयोग किये गये।

जब लीथियम ऑक्साइड पर प्रोटोन कणों ने आक्रमण किया, तो ज़िंक-सलफाइड के परदे पर कुछ आभायें इस प्रकार की मिलीं जो विकीर्णित प्रोटोनों की कमी के कारण नहीं हो सकती थीं। सबसे पहले २५०००० वोल्ट पर प्रयोग किये गये, पर ज्यों ही वोल्टन बढ़ाया गया, परदे पर की आभाओं की मात्रा बढ़ने लगी। पहले तो प्रति १०^९ प्रोटोनों के लिये १ आभा थी पर वोल्टन दुगुना करने पर इनकी संख्या दस गुनी हो गई। इन नये कणों की सीमा* (range) प्रोटोनों की सीमा से अधिक है, और वोल्टन के घटाने-बढ़ाने से इस सीमा में कोई अन्तर नहीं आता। इन आभाओं को देखकर और इनके पथ-चित्रों के रूप के आधार पर यह कहा जा सकता है कि ये एलफा कण हैं। पर ये एलफा कण कहाँ से आये? निश्चय है कि लीथियम तत्त्व और प्रोटोनों के संयोग से ये बने होंगे। हम इस प्रक्रिया को इस प्रकार सूचित कर सकते हैं।



[तत्त्व संकेत के ऊपर लगी हुई बाईं ओर वाली संख्या परमाणुभार बताती है और नीचे दाहिनी ओर को लगी हुई संख्या 'परमाणु संख्या'। समीकरण के दोनों ओर, न केवल परमाणुभारों का योग बराबर होना चाहिये, प्रत्युत परमाणु-संख्याओं का भी।] इस प्रकार लीथियम पहले प्रोटोन से संयुक्त हो गया जिससे परमाणुभार दोनों का मिलकर ८

* ये वैद्युत्कण अपने स्रोत से कुछ आगे चल कर शिथिल पड़ जाते हैं, क्योंकि मार्ग में स्थित पदार्थों को ये अपनी शक्ति बाँटने लगते हैं। जब बिल्कुल शिथिल हो जाते हैं, तो फिर ऋणाणुओं से संयुक्त होकर विद्युत्-विहीन हो जाते हैं। "सीमा" इसी दूरी का नाम है, जो स्रोत और शिथिल-बिन्दु के बीच में स्थित है।

और परमाणु-संख्या ४ हो गई। पर बाद को ये संयुक्ताणु दो हीलियम परमाणुओं में विभाजित हो गये। वैद्युत्-हिमजनाणुओं का नाम ही एलफा-कण है। इस प्रयोग से यह स्पष्ट हो गया कि लीथियम हीलियम तत्त्व में परिणत हो सकता है। इस विच्छेद प्रक्रिया में 17.2×10^6 ऋणाणु-वोल्ट शक्ति विसर्जित होती है जैसा कि इन एलफाकणों की “सीमा” से स्पष्ट है। ऊपर के समीकरण से भी हिसाब लगाने पर इतने के लगभग ही शक्ति विसर्जित होनी चाहिये—

$$\text{लीथियम का परमाणुभार} = 7.0108$$

$$\text{प्रोटोन का भार} = 1.0072$$

$$= 7.0176$$

$$\text{हीलियम के २ परमाणुओं का भार} = 2 \times 4.00106$$

$$= 8.00212$$

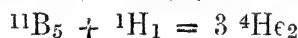
अतः समीकरण के दोनों ओर भारों का अन्तर

$$= 7.0176 - 8.00212$$

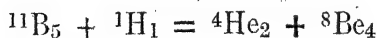
$$= -0.9845$$

इतने भार का अन्तर 18.8×10^6 ऋणाणु-वोल्ट के बराबर होता है। इस प्रकार प्रयोग द्वारा विसर्जित शक्ति और हिसाब द्वारा निकाली गई शक्ति दोनों बहुत कुछ बराबर हैं। इससे स्पष्ट है कि हमारी यह कल्पना ठीक है कि लीथियम के परमाणु प्रोटोनों के संघर्ष से हीलियम परमाणु में परिणत हो गये हैं।

बोरन परमाणुओं से भी एलफा-कण इसी प्रकार निकलते हैं—



कोक्रोफ्ट और वाल्टन का विचार है कि बोरन और प्रोटोनों के संघर्ष से बेरीलियम कण भी बनते हैं। यदि ऐसा है तो समीकरण निम्न प्रकार होगा—



बेरीलियम का परमाणुभार ८ और परमाणु संख्या ४ है।

कैलसियम क्लोराइड के क्लोरीन परमाणुओं का भी प्रोटोनों से विच्छेद हो जाता है। विच्छेद के अनन्तर न केवल हीलियम ही प्राप्त होता है, प्रत्युत ऑक्सीजन भी मिलता है।



बेरिलियम, सोडियम, पोटैसियम, लोह, निकेल, ताँबा आदि धातु पर प्रोटोनों का बहुत कम प्रभाव देखा गया है। कम-से-कम इतना तो स्पष्ट ही है कि प्रोटोनों के संघर्ष से परमाणुओं के धनकेन्द्र का विच्छेद हो जाता है और एक तत्त्व किसी दूसरे तत्त्व में परिणत हो जाता है।

एलफा कणों द्वारा तत्त्व-विच्छेद

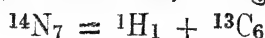
एलफा कणों की सहायता से तत्त्वों के विच्छेद का इतिहास कुछ पुराना सा है। सन् १९१९ में रथरफोर्ड (Rutherford) ने यह देखा कि रेडियम बी और सी के मिश्रण में से निकले हुये एलफा कणों को नाइट्रोजन गैस में से



चित्र २३—लार्ड रथरफोर्ड (१८७१-१९३७)

प्रवाहित किया जाय और फिर ज़िक सलफाइड के परदे पर परीक्षा की जाय तो इस प्रकार की आभाएँ मिलेंगी जो लम्बी सीमावाले नये कणों की सूचक हैं। बाद को यह भी पता चला कि इन नये कणों पर ? धनात्मक संचार है और इनका भार भी ? है अर्थात् नाइट्रोजन और एलफा कणों के संघर्ष में प्रोटोनों की उत्पत्ति होती है। ये प्रोटोन कहाँ से आये ? प्रयोग करके देखा गया कि नाइट्रोजन में अशुद्धि के रूप में स्थित हाइड्रोजन के कारण ये

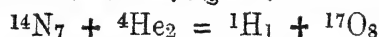
नहीं हो सकते। ये दो प्रकार से ही उत्पन्न हो सकते हैं। या तो नाइट्रोजन के धनकेन्द्रों का एलफा कणों से भौतिक विच्छेद मात्रा हुआ है—



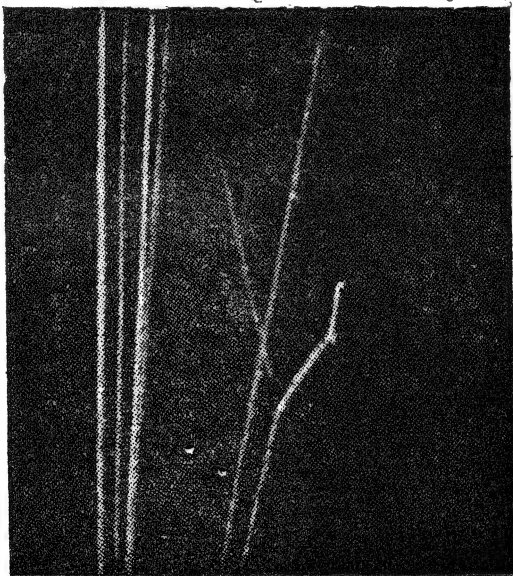
इस प्रक्रिया में नाइट्रोजन परमाणु एक प्रोटोन और एक ऐसे कार्बन में परिणत होता है जिसका परमाणुभार १३ है।

[यह कार्बन साधारण १२ भार वाले कार्बन का दूसरा समस्थानिक (Isotope) है।]

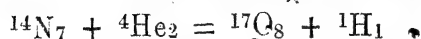
दूसरी बात यह भी हो सकती है कि एलफाकण पहले नाइट्रोजन से संयुक्त हुआ हो और बाद को विच्छेद हुआ हो।



ऐसी अवस्था में प्रोटोनों के साथ-साथ १७ भारवाले ऑक्सीजन समस्थानिक की भी उत्पत्ति मानी जायगी। बाद को ब्लैकेट (Blackett) ने १९२५ में और हार्किन्स (Harkins) ने १९२८ में यह स्पष्ट सिद्ध कर दिया कि संघर्ष की यह प्रक्रिया दूसरे प्रकार की है जिसमें ऑक्सीजन (भार १७) की उत्पत्ति होती है।

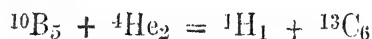


चित्र २४—नाइट्रोजन का केन्द्र विच्छेदन



(दाहिनी ओर की अन्तिमरेखा में त्रिशूल सी आकृति में बायीं हलकी रेखा नाइट्रोजन का मार्ग है, और दाहिनी मोटी रेखा नये ऑक्सीजन का।)

इसी प्रकार जब एलफा कण बोरन परमाणुओं के संघर्ष में आते हैं तो प्रोटोनों के साथ कार्बन परमाणु (भार १३) की सृष्टि होती है जिसे इस प्रकार सूचित कर सकते हैं—



न्यूट्रॉन की उत्पत्ति

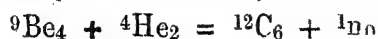
गत बीस वर्षों की खोजों में न्यूट्रॉन (Neutron) की खोज बड़े ही महत्व की है। परमाणुओं के धन केन्द्र के विषय पर न्यूट्रॉन बहुत अच्छा प्रकाश डालते हैं। सन् १९३० में बोथे और बेकर (Bothe and Becker) ने यह दर्शाया था कि यदि हलके भारवाले तत्वों का पोलोनियम से निकले हुए एलफा कणों द्वारा संघर्ष कराया जाय तो कुछ नई प्रकार की रश्मियाँ निकलती हैं, जो गामा किरणों के समान हैं। इनमें न तो धनात्मकता है और न ऋणात्मकता। बाद को जगद्विख्यात मेडेम



चित्र २५ सर-जेम्स चैडविक (जन्म १८९१)

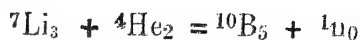
कुरी की पुत्री श्रीमती आइरीनकुरी-जोलिओ (Curie-Joliot) और दामाद जोलिओ (Joliot) ने (१९३१) एलफा कणों का संघर्ष बेरीलियम से कराया। इस संघर्ष से निकली हुई रश्मियों में यह गुण था कि यह गामा किरणों की अपेक्षा कहीं अधिक दूरी तक पदार्थों में प्रविष्ट हो सकती थीं। पर चैडविक महोदय (Chadwick) ने स्पष्ट रूप से इन रश्मियों के विषय में यह घोषणा की कि ये ऐसे कणों का समूह हैं जिनका भार तो प्रोटोन या वैद्युत्-हाइड्रोजन परमाणुओं के बराबर है पर इनमें न तो ऋणात्मकता है, और न धनात्मकता। इन्होंने इसका नाम न्यूट्रोन (शिथिलाणु) रक्खा। इन न्यूट्रोनो के सम्बन्ध में विस्तृत विवेचना करने का हमें यहाँ स्थान नहीं है। इतना कह देना ही समुचित होगा कि परमाणुओं के विच्छेद में न्यूट्रोन के स्वरूप ने बड़ी सहायता दी है। चैडविक ने न्यूट्रोनो के गुणों के विषय में यह कथन किया है कि—“सबसे महत्त्व का गुण इनमें यह है कि जिन पदार्थों में होकर ये प्रवाहित होते हैं, उनके परमाणुओं को ये गतिवान बना देते हैं, और इनमें अत्यधिक प्रवेशनीयता या भेदक शक्ति होती है। आवेगों (Momenta) का हिसाब लगाकर यह कहा जा सकता है कि इनका भार प्रोटोनो के भार के बराबर होता है, पर इनकी अधिक प्रवेशनीयता के आधार पर यह मानना पड़ता है कि इनमें कोई भी (ऋणात्मक या धनात्मक) वैद्युत्-आवेश नहीं है। पदार्थों में प्रविष्ट होने पर इनकी शक्ति में जो कमी आती है वह परमाणु-केन्द्र से संघर्ष के कारण है न, कि ऋणाणुओं से संघर्ष के कारण। 3×10^9 सेंटीमैटर प्रति सैकण्ड गति वाला प्रोटोन वायु में १ फुट ही जाकर शक्ति-रहित हो जाता है, पर न्यूट्रोन तो ३००—४०० गज चलने के अनन्तर कहीं परमाणु केन्द्रों से एक बार टकरा खावेगा और तब मीलों जाने के पश्चात् इसकी शक्ति नष्ट हो पावेगी।”

तत्त्वों के केन्द्रों में प्रोटोन और न्यूट्रोन होते हैं। तत्त्व का परमाणु-भार संख्या में अपने वैद्युत् आवेश के दुगुने से कुछ अधिक ही होता है, केन्द्रों में प्रोटोनो की अपेक्षा न्यूट्रोनो की संख्या अधिक होती है। जब किसी तत्त्व के केन्द्र से एलफा-कण टकरा खाते हैं, तो पहले ही दोनों के संयोग से एक नया केन्द्र बनता है, और बाद को इस केन्द्र में से एक न्यूट्रोन मुक्त हो जाता है। अब जो नया तत्त्व बनता है, उसका वैद्युत्-आवेश पहले की अपेक्षा २ अधिक हो जाता है, और परमाणु-भार पहले की अपेक्षा ३ अधिक हो जाता है जैसा कि निम्न समीकरण से स्पष्ट है। बेरीलियम और एलफा कणों के संघर्ष से—

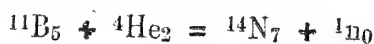


इस प्रकार बेरीलियम तत्त्व से कार्बन तत्त्व बन गया। लीथियम, बेरोन, क्लोरीन, नेओन, सोडियम, मैगनीसियम, ऐल्यूमिनियम तत्त्वों से भी इसी प्रकार न्यूट्रोन निकल सकते हैं। प्रक्रिया में नये तत्त्व इस प्रकार बनेंगे—

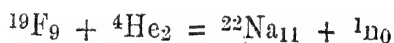
(१) लीथियम से बोरन—



(२) बोरन से नाइट्रोजन—



(३) फ्लोरीन से सोडियम—



कार्बन (१२), नाइट्रोजन (१४) या ऑक्सीजन (१६) से टक्कर खाने पर न्यूट्रोन उपर्युक्त विधि में नहीं बनते हैं।

हम ऊपर के किसी भी समीकरण के आधार पर न्यूट्रोन का भार निकाल सकते हैं। शक्ति का हिसाब लगाकर समीकरण इस प्रकार लिखा जावेगा। शक्ति को भार की इकाइयों में सापेक्षवाद के अनुसार परिणत कर लेना चाहिए।

$${}^{11}\text{B}_5 + {}^4\text{He}_2 + \text{एलफा की शक्ति} =$$

$${}^{14}\text{N}_7 + \text{नाइट्रोजन की शक्ति} + {}^1\text{H}_0 + \text{न्यूट्रोन की शक्ति}$$

$$\text{बोरन का भार} = 11.00225$$

$$\text{एलफा कण का भार} = 4.001506$$

$$\text{एलफा कण की शक्ति, भार की इकाइयों में} = 0.005465$$

$$\text{योग} = 15.009221$$

$$\text{नाइट्रोजन का भार} = 14.00307$$

$$\text{नाइट्रोजन की शक्ति} = 0.00061$$

$$\text{न्यूट्रोन की शक्ति} = 0.00135$$

$$\text{योग} = 14.00498$$

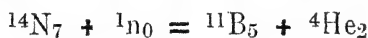
$$\text{अतः न्यूट्रोन का भार} = 15.009221 - 14.00498$$

$$= 1.004241$$

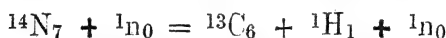
$$\text{अर्थात् न्यूट्रोन का भार} = 1.0047 \text{ के लगभग है।}$$

न्यूट्रॉनों द्वारा परमाणु-विच्छेद

जिस प्रकार परमाणु-केन्द्रों और एलफाकणों के संघर्ष से न्यूट्रॉन विसर्जित होते हैं, उसी प्रकार न्यूट्रॉनों के संघर्ष से भी परमाणु-केन्द्र का विच्छेद किया जा सकता है। जब न्यूट्रॉन किसी केन्द्र के साथ टकरा खाता है, तो या तो यह पीछे की ओर उलट कर वापस चला जाता है, जैसे दो गेंदें टकरा खाकर पीछे अलग-अलग हो जाती हैं, अथवा कभी केन्द्र से संयुक्त होकर न्यूट्रॉन साथ-साथ चलने लगता है। इस दूसरे प्रकार की टक्करों में कभी-कभी दोनों के संयुक्त केन्द्र का विच्छेद हो जाता है, और नया तत्व बन जाता है। फेदर (Feather) महोदय ने इस प्रकार के कई प्रयोग किये। नाइट्रोजन से टक्कर लगने पर दो प्रकार के असर देखे गये हैं। एक प्रकार तो बोरन तत्व बनता है और एलफा-कण विसर्जित हो जाते हैं।



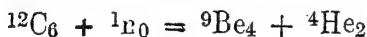
पर दूसरे प्रकार की प्रक्रिया में न्यूट्रॉन स्वयं परिवर्तित नहीं होता, वह टक्कर मार कर केन्द्र में से एक प्रोटोन पृथक् कर देता है—



इस प्रक्रिया में १३ भार वाला समस्थानिक कार्बन बनता है। ऑक्सीजन और न्यूट्रॉन के संघर्ष से भी यही कार्बन बनता है—



एसीटिलीन के कार्बन से न्यूट्रॉन बेरीलियम तत्व देता है—



न्यूट्रॉनों की सहायता से कृत्रिम रेडियमधर्मा पदार्थों का भी संश्लेषण किया गया है जिसका उल्लेख आगे किया जावेगा।

धनाणु या पोज़ीट्रॉन का अन्वेषण

इसमें सन्देह नहीं कि एलफा कण, प्रोटोन और न्यूट्रॉन ये तीनों परमाणुओं के केन्द्र की व्यवस्था पर समुचित प्रकाश डालते हैं, पर धनात्मक विद्युत् के ये सूक्ष्मतम अंश नहीं कहे जा सकते, ऋणाणुओं की तुलना में उपर्युक्त तीनों ही कहीं अधिक भारी हैं। इधर वैज्ञानिक निरन्तर इस चिन्ता में थे कि क्या उन्हें ऋणाणुओं के समान ही कोई अति सूक्ष्म धनाणु सत्ता भी प्राप्त हो सकती

है। न्यूट्रॉन के अन्वेषण के अनन्तर धनाणुओं की विद्यमानता के स्पष्ट चिह्न दिखाई पड़ने लगे।

मिलीकन (Millikan) का नाम 'विश्व-रश्मि' या कॉस्मिक किरणों (Cosmic rays) के साथ सदा स्मरणीय रहेगा। ये कॉस्मिक किरणें आकाश के प्रत्येक स्थल में बहिर्जगत् से प्रविष्ट हुआ करती हैं और विद्युत् प्रदर्शक यन्त्रों को अवैद्युत् किया करती हैं। इनकी प्रवेशनीयता बड़ी भयंकर होती है। मोटे-से-मोटे सीसे के टुकड़े भी इनके पथ में बाधा नहीं डालते हैं। इन विश्व रश्मियों के प्रयोगों ने ही धनाणुओं या पोज़िट्रॉनों (Positron) को जन्म दिया है। इनके आविष्कर्ता डा० एण्डरसन (Anderson) हैं, जिन्होंने सितम्बर १९३२ में इनके अस्तित्व की घोषणा की थी। केलीफोर्निया इन्स्टीट्यूट में एक बार ये विलसन के 'मेघयन्त्र' (Wilson's Cloud Chamber) में कॉस्मिक किरणों के प्रभाव पर प्रयोग कर रहे थे। यह यंत्र १५००० गौस चुम्बकीय क्षेत्र में रक्खा गया था। प्रयोग में इन्होंने कुछ ऐसे चित्र लिये जिनमें से कुछ किरणों की वक्रतायें उस दिशा में थीं, जिनसे यह सूचित होता था कि इनमें धनात्मकता है। पर इन किरणों के मार्ग में जितना यापन होता था, उससे यह प्रकट होता था कि वह उतनी नहीं है, जितना कि धनात्मक प्रोटोनों या एलफा कणों के कारण होना चाहिये था। अतः ये नये कण धनात्मक होने पर भी प्रोटोन या एलफा कण न थे, प्रत्युत उनसे कहीं छोटे थे। एण्डरसन के प्रारम्भिक अनुमानों द्वारा इनका भार ऋणाणु के भार से २० गुना भारी माना गया (मार्च १९३३)।

बाद को ब्लैकेट और ओक्यालिनी (Blackett and Occhialini) ने केम्ब्रिज में इन प्रयोगों को दोहराया। इन्होंने चुम्बकीय क्षेत्र को कम कर दिया (२०००—३००० गौस), पर दो गाइगर-गणकों (Geiger counters) की सहायता से दो साथ-साथ फोटोग्राफ लेने की व्यवस्था की। यही नहीं, अप्रैल १९३३ में चैडविक, ब्लैकेट, ओक्यालिनी, कुरीजोलियो, माइटनर (Meitner), फिलिप आदि अनेक महोदयों ने यह भी घोषणा की कि जब बेरीलियम पर एलफा कणों का संघर्ष होता है, तो कुछ रश्मियाँ निकलती हैं और ये रश्मियाँ बाद को धनाणुओं को जन्म देती हैं। ऐसा प्रतीत होता है, कि गामा रश्मियाँ केन्द्रों से संघर्ष खाने पर धनाणु उत्पन्न कराती हैं अथवा स्वयं विभाजित होकर धनाणु दे देती हैं। कुरी और जोलियो का

विश्वास है, कि ऐल्यूमीनियम या बोरन धातुयें एलफा कणों के संघर्ष से एकदम धनाणु देती हैं।

अब यह तो स्पष्ट हो गया है कि धनाणुओं का भार वही है जो कि ऋणाणुओं का। भेद केवल वैद्युत्-अवस्था का है। एक में जितनी धनात्मकता है, दूसरे में उतनी ही ऋणात्मकता है। सम्भव है कि—

$$\text{गामा किरण} = \text{धनाणु} + \text{ऋणाणु}$$

धनाणु प्रकाश की गति से चलते हैं और इतनी तीव्र गति के कारण (आइन्स्टाइन-लारेन्ज सूत्र-Einstein-Lorenz के अनुसार) इनका भार अधिक प्रतीत होता है, पर स्थायी अवस्था में ये ऋणाणु के समान ही भार वाले हैं।

डूटेरोनों से परमाणु-विच्छेद

सम्भवतः साधारण हाइड्रोजन के ४५०० भागों में एक भाग ऐसे भी हाइड्रोजन का विद्यमान है जिसका परमाणु भार १ नहीं, प्रत्युत २ है। इसकी विद्यमानता हाइड्रोजन के रश्मिचित्र के आधार पर सब से पहले सन् १९३३ में बेनब्रिज (Bainbridge) ने बतलायी थी, और बाद को वाशबर्न (Washburn) और यूरे (Urey) ने साधारण हाइड्रोजन में से इसे पृथक् किया। द्रव हाइड्रोजन के वाष्पीभूत करने पर अन्त में कुछ ऐसा हाइड्रोजन रह जाता है जिसमें भारी हाइड्रोजन पहले की अपेक्षा अधिक अनुपात में पाया जाता है। इन महोदयों ने पुरानी बिजली की बैटरियों के पानी की परीक्षा की, जिनमें जल का विद्युद्-विच्छेदन किया जाता था। दो-तीन वर्ष पुरानी बैटरियों के पानी में भारी हाइड्रोजन अधिक मात्रा में पाया गया। बाद को जी० एन० लेविस (Lewis) और मैकडानल्ड (Macdonald) ने पुरानी बैटरी से २० लीटर पानी लिया जिसमें थोड़ी क्षारीयता $N/2$ थी। निकेल धातु के ध्रुवों से २५० एम्पीयर धारा द्वारा इसका ६०% पानी उड़ा दिया गया। शेष के दशांश को कार्बन ट्राइऑक्साइड द्वारा शिथिल कर के फिर खवण किया गया। विद्युत् विच्छेदन और खवण की विधियों को कई बार दोहराया गया, और अन्त में ऐसा जल प्राप्त हुआ जिसके विद्युत्-विच्छेदन से ६६% 'भारी हाइड्रोजन' मिला।

इस 'भारी उदजन' के तीन नाम प्रसिद्ध हैं—

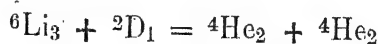
यूरे ने इसका नाम ड्यूटीरियम (Deuterium) दिया था, लेविस ने डूटोन (Deuton) या डूटेरोन (Deuteron) और रथरफोर्ड ने इसे डाइप्लोजन (Diplogen) कहा है।

‘भारी पानी’ के गुणों की विवेचना अन्यत्र की गई है।

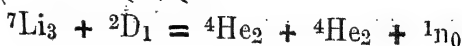
जिस प्रकार वैद्युत-हाइड्रोजन (Charged hydrogen atom) परमाणु को प्रोटोन कहते हैं उसी प्रकार वैद्युत-‘भारी हाइड्रोजन’ परमाणु को डूटेरोन (Deuteron) कहते हैं। डूटेरोन का संकेत D या ‘ड’ है। वैद्युत आवेश और परमाणुभार प्रदर्शित करने के लिए इसे 2D_1 या ${}^2D_+$ लिख सकते हैं, अर्थात् डूटेरोन का भार २ और धनात्मकता १ है। प्रोटोनों की सहायता से जिस प्रकार का परमाणु-विच्छेद होता है उसका उल्लेख हम पहले कर आये हैं।

लार्ड रथरफोर्ड (१९३४) का कथन है कि ‘भारी हाइड्रोजन की खोज ने परमाणु-विच्छेद का एक ऐसा साधन हमें दिया है, जिससे हल्के तत्त्व अति कौतूहल-पूर्ण विधि से विच्छिन्न हो जाते हैं। यह सौभाग्य की बात है कि लगभग उसी समय जब प्रो० लेविस डूटेरोन तैयार करने में समर्थ हुए, उसी विश्वविद्यालय में प्रो० लारेन्स (Lawrence) को एक ऐसी आयोजना में सफलता मिली, जिसकी सहायता से अतिवेग-वाले प्रोटोन और अन्य कण २० लाख वोल्ट शक्ति से संयुक्त प्राप्त हो सकते थे। जब हाइड्रोजन के स्थान में ड्यूटीरियम का प्रयोग किया गया तब उनसे डूटेरोन (D^+) प्राप्त हुए जो लीथियम तत्त्व के परमाणु-विच्छेद में प्रोटोनों की अपेक्षा १० गुने अधिक प्रभावशाली थे।’

लीथियम तत्त्व के दो मुख्य समस्थानिक हैं जिनका भार ६ और ७ है। डूटेरोन से दोनों समस्थानिकों का विच्छेद हो सकता है। जब ६ भार वाला समस्थानिक डूटेरोन के संघर्ष में आता है, तब वैद्युत-हीलियम (एलफाकण) के दो कण दो भिन्न दिशाओं में अतिवेग से प्रस्फुटित होने लगते हैं—



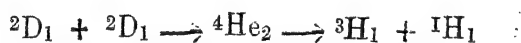
७ भारवाले समस्थानिक पर भी डूटेरोन का प्रभाव रथरफोर्ड और ओलिफेण्ट (Oliphant) ने देखा है। इनकी प्रक्रिया में एलफाकणों के अतिरिक्त न्यूट्रोन भी प्राप्त होता है—



लोरेन्स ने अपने प्रयोगों-द्वारा दिखाया है कि ड्यूटेरोन की टक्कर से एलफाकण और न्यूट्रोन ही नहीं, प्रत्युत कुछ तत्त्वों में प्रोटोन भी प्राप्त होते हैं।

रथरफोर्ड, हार्टक (Harteck) और ओलीफेंट ने केम्ब्रिज में अमोनियम क्लोराइड और अमोनियम सल्फेट, जिनमें साधारण हाइड्रोजन के स्थान में भारी हाइड्रोजन भर दिया गया था, ड्यूटेरोन का प्रभाव देखा। उनका कथन है कि प्रक्रिया में प्रोटोनों का अति तीव्र समूह विसर्जित हुआ। इतनी अधिक मात्रा में इतना वेगवान समूह और किसी प्रयोग में नहीं पाया गया था।

रथरफोर्ड का विश्वास है कि इन प्रक्रियाओं में कभी-कभी दो ड्यूटेरोन कणों में परस्पर संयोग हो जाता है, और बाद को प्रोटोन निकलने लगता है। इसके साथ ही साथ त्रिगुण-हाइड्रोजन (ट्राइटियम Tritium) का बनना संभवनीय है।



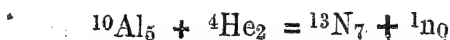
और जब न्यूट्रोन निकलता हो तो ३ भार वाला हीलियम समस्थानिक भी बनता है—



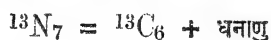
कृत्रिम रेडियमधर्मा तत्व

फरवरी १९३४ में जोलियोट (Joliot) और इरीन कुरी (Irene Curie) ने यह प्रकाशित किया कि जब ऐल्युमीनियम धातु के पत्र पर पोलोनियम-द्वारा विसर्जित एलफाकण आकर पड़ते हैं तो धनाणु (पोज़िट्रोन) निकलने लगते हैं। पर पोलोनियम के अलग-हटा लेने पर इन धनाणुओं का निकलना बंद नहीं हो जाता है। ये कुछ समय तक और निकलते रहते हैं। तात्पर्य यह है कि धातुपत्र कुछ काल के लिए स्वयं रेडियम-धर्मा हो जाता है। बोरन से प्राप्त पदार्थ का 'अर्द्ध-जीवन-काल' (Half-life period) १४ मिनट, मैगनीसियम वाले का २ मिनट ३० सैकण्ड और ऐल्युमीनियम वाले का ३ मिनट १५ सैकण्ड है।

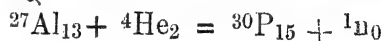
ऐल्युमीनियम पर एलफाकण का प्रभाव निम्न प्रकार होता है—



१३ भारवाला नाइट्रोजन संभवतः रेडियम-धर्मा पदार्थ है। इसमें से एक धनाणु निकलने पर स्थायी कार्बन शेष रह जाता है—



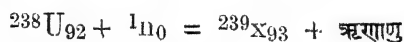
इसी प्रकार ऐल्यूमीनियम द्वारा रेडियमधर्मा फॉस्फोरस बनता है—



इन सब प्रक्रियाओं में न्यूट्रोन मुक्त होते हैं।

फर्मी प्रभावं और ९३ वां तत्त्व

कुछ वर्ष पहले फर्मी (Fermi) ने यह घोषणा की थी कि जब न्यूट्रोनो का संघर्ष यूरेनियम परमाणु से होता है तो धातु में रेडियमधर्म आ जाता है और इसमें से बीटा किरणें (ऋणाणु-समूह) निकलने लगती हैं। ऋणाणु के निकलने पर एक नया तत्त्व बन जाता है, जिसकी परमाणु-संख्या ९३ है। अब तक केवल ९२ तत्त्व ज्ञात थे, पर कृत्रिम विधि से बनाया गया यह ९३ वाँ तत्त्व है। इसके बनने का समीकरण इस भाँति है—



प्रक्रिया से पूर्व ९२ धनात्मकता थी। एक ऋणाणु निकलने से धनात्मकता एक बढ़ गयी और ९३ परमाणु-संख्या का तत्त्व 'फर्मी-तत्त्व' बन गया जिसका संकेत हमने समीकरण में "X" दिया है।

फर्मी की घोषणा से पूर्व यह तत्त्व कहीं प्राकृतिक रूप में नहीं पाया गया। बाद को ऐसा पता लगा कि पिचब्लैण्डो में ९३ वाँ तत्त्व मिला है जिसके गुण मैसूरियम (४३) या रैनियम (७५) से मिलते-जुलते हैं।

प्रश्न

१. फ्लोजिस्टनवाद का संक्षिप्त विवरण लिखिये। लेव्वासिये के प्रयोगों से इस युग की इतिश्री किस प्रकार हुई?

२. डाल्टन का परमाणुवाद कणाद के परमाणुवाद पर अवलम्बित है— इस उक्ति के तथ्य की मीमांसा कीजिये। डाल्टन के परमाणुवाद की सूक्ष्म रूप-रेखा दीजिये।

३. कीमियागरी के पुराने प्रयोगों का वर्णन दीजिये जिसमें शुद्ध धातुओं से बहुमूल्य धातुयें बनाने का प्रयास किया गया हो।

४. परमाणुभार निकालने की कुछ विधियाँ दीजिये।

५. रेडियम के समान पदार्थों से निकली हुई किरणों का विवरण दीजिये। इनसे रश्मिशक्तित्व की प्रक्रिया पर क्या प्रकाश पड़ता है? (पंजाब बी० एस-सी० १९४०)

६. परमाणुओं के विभाजन पर लार्ड रथरफोर्ड ने क्या कार्य किया? रथरफोर्ड के इस कार्य से परमाणु की रचना पर क्या प्रकाश पड़ता है? (प्रयाग बी० एस-सी० १९३१)

७. न्यूट्रोन और धनाणु की खोज का संक्षिप्त इतिहास लिखिये।

८. एक तत्त्व को दूसरे तत्त्व में किन-किन विधियों से परिवर्तित किया जा सकता है?

९. परमाणु संख्या किसे कहते हैं? निम्न तत्त्वों के परमाणुओं में ऋणाणुविन्यास चित्रित कीजिये—हीलियम, नाइट्रोजन, सोडियम, कैल्सियम, क्रोमीन, आर्गन।

अध्याय ३

मैंडलीफ का आवर्त-संविभाग

[Periodic Classification of Elements]

धातु और अधातु वर्ग—रसायन-शास्त्र के अध्ययन में तत्त्वों के वर्गीकरण से सहायता मिली है। तत्त्वों के भौतिक और रासायनिक गुणों के आधार पर इनको वर्गों में विभाजित करने का प्रयास लगभग १८१६-१८२६ से आरंभ होता है। इस समय से पूर्व तत्त्वों को धातु, अधातु, और उपधातु तीन समूहों में बाँटा जाता था। धातु में लीथियम, सोडियम, पोटैशियम, मैग्नीशियम के समान हलके तत्त्वों से लेकर सोना, चाँदी, ताँबा, पारा, प्लैटिनम, सीसा आदि के समान भारी घनत्व वाले तत्त्व तक रखे गये। अधातु वर्ग में हाइड्रोजन, ऑक्सीजन के समान गैस तत्त्व, ब्रोमीन और आयोडीन के समान वाष्पशील और कार्बन या सिलिकन के समान स्थायी अवाष्पशील तत्त्व तक सम्मिलित किये गये। उपधातु या अर्धधातु समूह में ऐसे तत्त्व रखे गये जिनमें धातु और अधातु दोनों के गुण विद्यमान थे जैसे आर्सेनिक, एंटीमनी, टेल्यूरियम आदि।

धातु वर्ग के तत्त्व भास्मिक ऑक्साइड बनाते हैं, खनिजाम्लों में ये बहुधा विलेय हैं, और घुलने पर हाइड्रोजन मुक्त करते हैं। ये तत्त्व हाइड्रोजन से कठिनता से ही संयुक्त होते हैं, और इस प्रकार बने हाइड्राइड अस्थायी अवाष्पशील पदार्थ ही हैं। पारे को छोड़ कर लगभग सभी धातु तत्त्व साधारण तापक्रम पर ठोस होते हैं, और बहुत ऊँचे तापक्रम पर ही बहुधा उड़ पाते हैं। धातु तत्त्व घनवर्धनीय एवं तन्य होते हैं—पीटने पर इनके पत्र बनते हैं और खींचने पर तार। इनके स्तर पर आभा या चमक होती है, जिसपर से रश्मियाँ प्रतिबिम्बित होती हैं। धातु तत्त्व ताप और विजली के अच्छे संचालक हैं। इनकी विद्युत्-बाधा (अवरोध) तापक्रम बढ़ने पर बढ़ जाती है। वाष्प अवस्था में इनके अणु बहुधा एक परमाणुक होते हैं।

अधातु वर्ग के तत्त्व अम्लीय ऑक्साइड बनाते हैं। ये बहुधा खनिजाम्लों में नहीं घुलते। हाइड्रोजन के योग से स्थायी यौगिक बनाते हैं, जो बहुधा वाष्पशील होते हैं। ये साधारण तापक्रम पर गैस, ठोस या द्रव तीनों रूपों में पाये जाते

हैं। कार्बन, बोरन और सिलिकन को छोड़कर शेष सभी नीचे तापक्रम पर ही वाष्पशील हैं। इन अधातु तत्त्वों में घनवर्धनीयता या तन्व्यता विशेष रूप से नहीं पायी जाती। न इनके स्तर पर धातुओं की आभा ही होती है। ये ताप और विद्युत् के अच्छे संचालक नहीं हैं। इनकी विद्युत् बाधा तापक्रम बढ़ने पर कम होती है (कार्बन विद्युत् का अच्छा चालक है)। वाष्प अवस्था में इनके अणु बहुधा बहुपरमाणुक होते हैं।

डोबरीनर के त्रिक समूह—डोबरीनर (Dobereiner) ने १८२० के लगभग तत्त्वों का अध्ययन करके यह देखा कि समान गुणों वाले तत्त्व तीन तीन के समूहों में पाये जाते हैं, जिन्हें त्रिक (triad) कहते हैं। एक ही त्रिक के तीनों तत्त्वों के परमाणुभार या तो लगभग परस्पर बराबर होते हैं, अथवा बीच वाले तत्त्व का परमाणुभार पहले और तीसरे तत्त्व का मध्यमान होता है—

समान परमाणुभार वाले त्रिक—

(१) लोहा	कोबाल्ट	निकेल
५५.८४	५८.९४	५८.६९
(२) रुथेनियम	रोडियम	पैलेडियम
१०१.७	१०२.९१	१०६.७
(३) ऑसमियम	इरीडियम	प्लैटिनम
१९०.२	१९३.१	१९५.२५

मध्यमान परमाणुभार वाले तत्त्व

(१) कैलसियम	स्ट्रोंशियम	बेरियम
४०.०८	८७.६३	१३७.३६

$$\frac{1}{2} (\text{कैलसियम} + \text{बेरियम}) = \frac{1}{2} (४०.०८ + १३७.३६) \\ = ८८.७२ = \text{स्ट्रोंशियम}$$

(२) क्लोरीन	ब्रोमीन	आयोडीन
३५.५	८०	१२७.

$$\frac{1}{2} (\text{क्लोरीन} + \text{आयोडीन}) = \frac{1}{2} (३५.५ + १२७) \\ = ८१ = \text{ब्रोमीन}$$

(३) गन्धक सेलेनियम टेल्यूरियम

३२

७६

१२८

$$\frac{1}{2} (\text{गन्धक} + \text{टेल्यूरियम}) = \frac{1}{2} (३२ + १२८)$$

$$= ८० = \text{सेलेनियम}$$

न्यूलैंड्स के सप्तक समूह— डोबरीनर के त्रिक समूह कुछ उपयोगी तो सिद्ध हुये, पर तत्त्वों के वर्गीकरण का पूरा उद्देश्य इनसे पूरा न हो सका। १८६१-१८६४ के लगभग न्यूलैंड्स (Newlands) नामक एक अंग्रेज वैज्ञानिक ने तत्त्वों को परमाणुभार के क्रम से वर्गीकृत करना आरम्भ किया। उसने एक के बाद एक क्रमशः गुरुतर परमाणुभारों की अपेक्षा से तत्त्वों को इस प्रकार रखा—

H	Li	Be	B	C	N	O
१	७	९	११	१२	१४	१६

इस प्रकार जब उसने ७ तत्त्व रख लिये तब ऑक्सीजन के आगे उसे आठवाँ तत्त्व क्लोरीन मिला, जो हाइड्रोजन के समान ही गैस था, नवाँ तत्त्व उसे सोडियम मिला जो लीथियम से मिलता जुलता था। अतः उसने आठवें तत्त्व से एक नयी पंक्ति आरम्भ की और इसके तत्त्वों को पहली पंक्ति के ठीक नीचे रखना आरंभ किया—

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
१९	२३	२४	२७	२८	३१	३२

गन्धक तक जब सात तत्त्व न्यूलैंड्स ने रख लिये, तो उसने देखा कि अब फिर आठवाँ तत्त्व क्लोरीन आता है, जो फ्लोरीन से मिलता जुलता है। यहाँ से उसने तीसरी पंक्ति आरंभ कर दी। उसे यह देख कर आश्चर्य हुआ कि क्लोरीन के बाद परमाणुभार के क्रम में पोटैशियम की बारी आती है, जो सोडियम से मिलता जुलता है। न्यूलैंड्स ने अपनी तीसरी पंक्ति सात तत्त्वों की निम्न प्रकार पूरी कर डाली—

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
३५.५	३९	४०	५२	४८	५५	५६

(३) गन्धक सेले

३२

३ (गन्धक + टेल्यूर)

न्यूलैंड्स के सप्तक समूह—

योगी तो सिद्ध हुये, पर तत्त्वों के व
सका । १८६१-१८६४ के लगभग न
वैज्ञानिक ने तत्त्वों को परमाणुभार
उसने एक के बाद एक क्रमशः गुरु
इस प्रकार रखा—

H	Li	Be
१	७	९

इस प्रकार जब उसने ७ तत्त्व
आठवाँ तत्त्व क्लोरीन मिला,
तत्त्व उसे सोडियम मिला जो लीथि
आठवें तत्त्व से एक नयी पंक्ति अ
के ठीक नीचे रखना आरंभ किय

H	Li	Be
F	Na	Mg
१९	२३	२४

गन्धक तक जब सात तत्त्व न्यू
फिर आठवाँ तत्त्व क्लोरीन आ
से उसने तीसरी पंक्ति आरंभ
क्लोरीन के बाद परमाणुभार
सोडियम से मिलता जुलता है
की निम्न प्रकार पूरी कर डाल

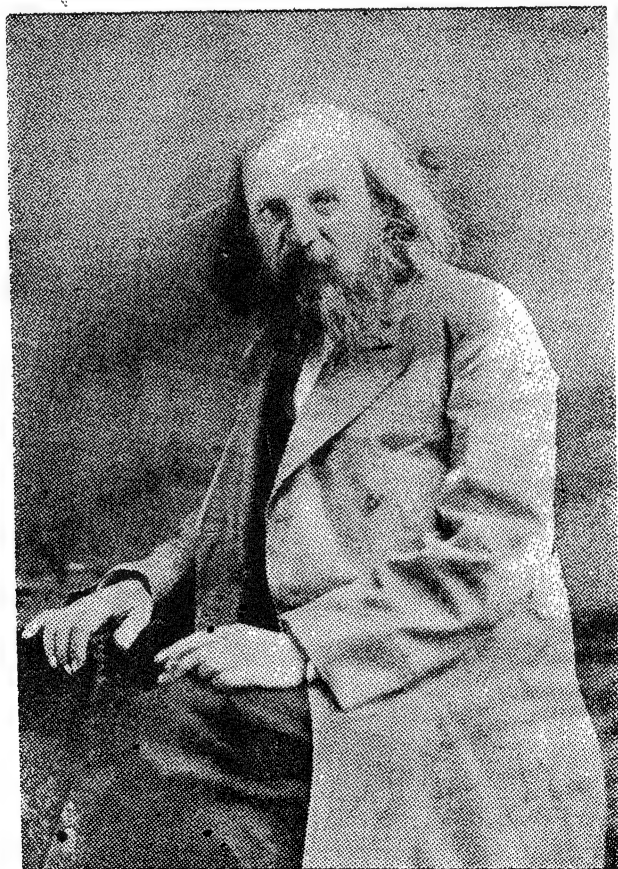
H	Li	Be
F	Na	Mg

यह बाद रखना चाहिये कि मैंडलीफ के समय में सब तत्त्व ज्ञात न थे, और बहुतां के ठीक परमाणुभार भी नहीं मालूम थे (नहीं तो वह क्रोमियम के बाद टाइटेनियम को न रखता)। कैलसियम तक तो यह क्रम ठीक चला। पर न्यूलैंड्स को यह विश्वास हो गया कि वर्गीकरण में सात-सात तत्त्वों की पंक्तियाँ बनायी जा सकती हैं। प्रत्येक पंक्ति को एक सप्तक (octave) कहते हैं। न्यूलैंड्स ने सप्तक का यह विचार 'सर ग म प ध नि'—संगीत के सप्तक से लिया था। न्यूलैंड्स अपने सप्तक-सिद्धान्त के प्रति इतना पक्कापानी हो गया, कि उसने तत्त्वों के मुख्य गुणों की अवहेलना करके भी फॉस्फोरस वर्ग में मैग्नीज को और गन्धक वर्ग में लोहे को रख दिया। स्पष्टतः यह वर्गीकरण अधिक महत्त्व का नहीं माना गया। इस सप्तक-सिद्धान्त का उपहास करते हुये फोस्टर (Foster) ने लंदन केमिकल सोसायटी के अधिवेशन में, १८६६ में यहाँ तक कह डाला कि न्यूलैंड्स यदि तत्त्वों के नामों के आद्यवर्ण के क्रम से भी वर्गीकरण कर डालें, तब भी कुछ न कुछ समान गुण मिल जायेंगे। अस्तु, २१ वर्ष बाद रायल सोसायटी ने न्यूलैंड्स को परमाणुभार के आधार पर तत्त्वों के वर्गीकरण के उपलब्ध में डेवी-पदक प्रदान किया।

न्यूलैंड्स ने जिस समय वर्गीकरण का यह प्रयास किया था, लगभग उसी समय १८६२ में डि-चैंकोर्टों (de Chancourtois) ने भी परमाणुभार के क्रम से एक वर्गीकरण आरंभ किया था। उसने सर्पिल-कुंडली के चारों ओर क्रम से तत्त्वों को रखना आरंभ किया। प्रत्येक तत्त्व का स्थान परमाणुभार के अनुपात में दूरी लेकर कुंडली पर रखा गया था। डि-चैंकोर्टों ने यह देखा कि ऐसा करने पर समान गुणवाले तत्त्व एक ही ऊर्ध्व रेखा में स्थान पा रहे हैं। वर्गीकरण के ये प्रयास अब केवल ऐतिहासिक महत्त्व के माने जाते हैं।

मैंडलीफ का आवर्त्तनियम—सन् १८६९ में रूस के प्रसिद्ध रसायनज्ञ मैंडलीफ (Mendeleeff) ने अपना आवर्त्तनियम घोषित किया—“तत्त्वों के भौतिक और रासायनिक गुण उनके परमाणुभारों के आवर्त्त फलक हैं।” मैंडलीफ ने भी न्यूलैंड्स के समान परमाणुभारों के क्रम से तत्त्वों का वर्गीकरण आरंभ किया, पर वह सप्तक-सिद्धान्त के प्रति अन्धविश्वासी न था, वर्गीकरण में उसने समान गुणों पर भी साथ-साथ ध्यान रखा। कहीं-कहीं तो उसे गुणों की समानता के समन्वय में परमाणुभार के क्रम की भी उपेक्षा करनी पड़ी। उदाहरणतः, आयोडीन का परमाणु भार (१२६.६२)

टेल्यूरियम के परमाणुभार (१२७.६१) से कम था, पर तब भी यह देखते हुये कि आयोडीन के रासायनिक गुण क्लोरीन के समान हैं, उसने टेल्यूरियम को पहले रक्खा और फिर आयोडीन को। इसी प्रकार उसने देखा कि निकेल के गुण ताँबे से मिलते जुलते हैं, अतः उसने लोहे के बाद कोबाल्ट को रक्खा, और फिर निकेल को, यद्यपि निकेल का परमाणुभार कोबाल्ट के परमाणुभार से कम था। मैण्डलीफ ने तत्वों का जो वर्गीकरण किया, उसका नाम “आवर्त्तसंविभाग” है। इसकी विशेषता आगे व्यक्त की जायगी। •



चित्र २६—मैण्डलीफ (१८३४-१९०७)

मैडलीफ के समय अनेक तत्त्वों का आविष्कार नहीं हुआ था। शून्य-समूह (हीलियम आदि निष्क्रिय गैसों) तो बिलकुल भी ज्ञात न था। अतः मैडलीफ के समय की तैयार की गयी सारणी इस समय की सारणी से भिन्न है। हम आज कल की संशोधित सारणी का विवरण यहाँ देंगे।

(१) मैडलीफ की पद्धति पर आजकल जो सारणी है उसमें ६ समूह हैं जो ऊर्ध्व रेखा में (ऊपर से नीचे) स्थित हैं। ये समूह क्रमशः शून्य समूह, प्रथम समूह, द्वितीय समूह, तृतीय समूह, चतुर्थ समूह, पंचम समूह, षष्ठ समूह, सप्तम समूह, और अष्टम समूह कहलाते हैं। अष्टम समूह को परिवर्त्तनीय समूह (Transitional group) भी कहते हैं।

(२) प्रथम समूह से लेकर सप्तम समूह तक का प्रत्येक समूह दो उपसमूहों में विभाजित है। इन्हें क—उपसमूह, और ख—उपसमूह कहते हैं। शून्य समूह और अष्टम समूह में कोई उपसमूह नहीं है।

(३) दायें से बायें को जाने वाली ७ अनुप्रस्थ श्रेणियाँ मैडलीफ के संविभाग में हैं। पहली श्रेणी में केवल हाइड्रोजन और हीलियम हैं। दूसरी और तीसरी श्रेणी में ८-८ तत्त्व हैं। चौथी श्रेणी लम्बी है, जिसमें १८ तत्त्व हैं (पोटैसियम से कृष्ण तक)। पाँचवी श्रेणी में रुबीडियम से ज़ीनन तक फिर १८ तत्त्व हैं। छठी श्रेणी में सीज़ियम से रेडन (निटन) तक ३२ तत्त्व हैं। सातवीं श्रेणी में केवल ६ तत्त्व हैं। इस प्रकार इन सातों श्रेणियों में ६२ तत्त्व हैं।

(४) चौथी, पाँचवीं, और छठी लम्बी श्रेणियों को दो-दो उपश्रेणियों में विभाजित करके सारणी में दिखाया गया है। पहली उपश्रेणी के तत्त्व बायीं ओर थोड़ा सा खिसका कर रखे गये हैं, और दूसरी उपश्रेणी के तत्त्व दाहिनी ओर थोड़ा सा खिसका कर रखे गये हैं। इस प्रकार खिसका कर रखने से समूहों के क—उपसमूह और ख—उपसमूह अच्छी तरह व्यक्त हो जाते हैं।

(५) अष्टम समूह में तीन-तीन तत्त्व (लगभग समान परमाणु भार वाले) एक-एक कोष्ठ में ही रख दिये गये हैं। ये तत्त्व ४, ५, ६ श्रेणियों की उपश्रेणियों के बीच में “ संयोजक ” का काम करते हैं।

(६) लैन्थेनम के बाद सीरियम (५८) से लेकर लुथेशियम (७१) तक के १४ तत्त्व ऊपर और नीचे के विभाग के बीच में पुल का काम करते हैं। ये सभी तत्त्व एक ही समूह के हैं। इन्हें तीसरे या चौथे समूह में रखा

जा सकता है। परमाणु भारों में थोड़ा-थोड़ा अन्तर है, पर भौतिक और रासायनिक गुणों में ये तत्त्व इतने समान हैं, कि सब को एक ही स्थान पर रखना पड़ता है। इन तत्त्वों के वर्ग को “दुर्प्राप्य पार्थिव” (Rare earths) नाम दिया गया है।

(७) अब तो आवर्त संविभाग के लगभग सभी तत्त्वों का (पूरे ६२ का) आविष्कार हो गया है। ८५ वां तत्त्व (एका-आयोडीन), ८७ वां तत्त्व (एक-सीज़ियम) और ६१ वां तत्त्व प्रोटोऐक्टिनियम बहुत सूक्ष्म अंशों में ही पाये गये हैं।

(८) ६२ वें तत्त्व यूरेनियम के बाद भी संविभाग में स्थान रिक्त हैं। ६३ वें, ६४ वें तत्त्व की भी कल्पना की जा चुकी है। इनमें से कुछ के कृत्रिम निर्माण के प्रमाण मिल चुके हैं। इन्हें यूरेनियमोत्तर तत्त्व (Transuranium elements) कहते हैं।

आवर्त संविभाग की विशेषतायें—(१) इस संविभाग से यह स्पष्ट है कि तत्त्वों के रासायनिक और भौतिक गुण उनके परमाणु भारों के आवर्त-फलक हैं, अर्थात् परमाणु भारों की अपेक्षा से यदि उत्तरोत्तर तत्त्वों को रक्खा जाय तो किसी विशेष स्थल से पूर्व के समान गुण वाले तत्त्व फिर से आने लगते हैं। इस घटना को ‘आवर्तन’ कहते हैं।

(२) समान गुण वाले तत्त्व या तो एक ही कोष्ठ में रक्खे गये हैं, जैसे लोहा, कोबाल्ट और निकेल, या उनके परमाणु भार नियत अन्तर पर उपस्थित होते हैं जैसे क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन; कैल्शियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम।

(३) एक समूह में (और एक ही उपसमूह में) रक्खे गये तत्त्वों की संयोज्यतायें भी एक ही हैं। प्रथम समूह के तत्त्व धनात्मक एक-संयोज्य (Monovalent) हैं, द्वितीय समूह के धनात्मक द्विसंयोज्य। चतुर्थ समूह तक यह धनात्मक संयोज्यता बढ़ती है। चतुर्थ में धनात्मक और ऋणात्मक दोनों संयोज्यतायें, चार हो जाती हैं। चतुःसंयोज्य होने के कारण कार्बन इसीलिये CH_4 और CCl_4 दोनों प्रकार के यौगिक देता है। इसके बाद ऋणात्मक संयोज्यता प्रधान होने लगती है।

सप्तम समूह में ऋणात्मक संयोज्यता—१ हो जाती है।

समूह	०	१	२	३	४	५	६	७
संयोज्यता	०	+१	+२	+३	+४	+५, -३	+६, -२	+७, -१

(४) जो तत्त्व प्रकृति में बाहुल्य से पाये जाते हैं, वे अधिकतर न्यून परमाणु भार वाले हैं, जैसे हाइड्रोजन, ऑक्सीजन, सोडियम, कैल्सियम, गंधक, फॉस्फोरस आदि ।

(५) मैंडलीफ के आवर्त्त-संविभाग में किसी भी तत्त्व का स्थान ज्ञात हो जाय, तो उसके आसपास और ऊपर नीचे वाले तत्त्वों के गुणों को देख कर इस तत्त्व के गुणों का भी अनुमान लगाया जा सकता है ।

रसायन शास्त्र के अध्ययन में मैंडलीफ के इस वर्गीकरण का बहुत ही अधिक महत्त्व है । इस ग्रन्थ का प्रत्येक अध्याय इस बात की पुष्टि करेगा ।

संविभाग में रिक्त स्थल—मैंडलीफ के समय में सभी तत्त्वों का आविष्कार नहीं हो पाया था । मैंडलीफ ने यह देखा कि यदि परमाणुभार के आधार पर तत्त्वों का वर्गीकरण किया जाय और साथ-साथ तत्त्वों के गुणों पर भी ध्यान रखा जाय, तो संविभाग में अनेक कोष्ठ खाली रह जाते हैं । इन रिक्त स्थलों के आधार पर मैंडलीफ को यह विश्वास हो गया, कि अभी रसायनज्ञों को इन तत्त्वों की खोज करनी है । उसका यह विश्वास इतना दृढ़ था कि उसने कुछ रिक्त कोष्ठ वाले तत्त्वों के संभवनीय गुणों की भी कल्पना कर डाली ।

उदाहरणतः मैंडलीफ ने यह देखा कि तृतीय समूह में दो तत्त्वों का स्थान रिक्त है । इन दो अज्ञात तत्त्वों का नाम उसने एका-ऐल्यूमीनियम और एका-बोरन रखा । इसी प्रकार चतुर्थ समूह में एक रिक्त कोष्ठ था, इसके लिये मैंडलीफ ने एका-सिलीकन की कल्पना की । मैंडलीफ ने इन तत्त्वों के भौतिक और रासायनिक गुणों का अनुमान लगाया । उसका कहना था कि “ एकासिलीकन ” (जिसका रिक्त स्थान गैलियम और आर्सेनिक के बीच में चतुर्थ समूह में था) के गुण सिलीकन, वंग, गैलियम और आर्सेनिक इन चारों के बीच के होंगे । बाद को एक तत्त्व जर्मेनियम की खोज हुई । जब इस तत्त्व का पता लग गया और इसके गुणों की जाँच की गयी तो इसमें बिलकुल वे ही गुण पाये गये, जिनकी भविष्यवाणी मैंडलीफ ने की थी । जर्मेनियम और एकासिलीकन के गुण तुलना के लिये नीचे दिये जाते हैं ।

एकासिलीकन, Es (१८७१) (मैंडलीफ का अनुमान)	जर्मेनियम, Ge (१८८६)
१. परमाणु भार १७२	परमाणु भार ७२.६
२. आपेक्षिक घनत्व ५.५	आपेक्षिक घनत्व ५.४७
३. परमाणुक आयतन १३	परमाणुक आयतन १३.२
४. रंग मैला धूसर	रंग धूसर श्वेत
५. जलने पर श्वेत चूर्ण ऑक्साइड EsO_2	जलने पर श्वेत ऑक्साइड GeO_2
६. भाप को कठिनाई से विभाजित करेगा।	पानी को विभाजित नहीं करता।
७. अम्ल के साथ क्षीण प्रतिक्रिया होगी।	हाइड्रोक्लोरिक एसिड से प्रतिकृत नहीं होता। अम्लराज से प्रतिक्रिया होती है।
८. क्षारों की विशेष प्रतिक्रिया नहीं होगी।	KOH घोल की प्रतिक्रिया नहीं होती। KOH के साथ गलाकर ऑक्सीकृत किया जा सकता है।
९. EsO_2 या $EsK_2 F_6$ पर सोडियम के प्रभाव से धातु तत्त्व मिलेगा।	GeO_2 को कार्बन से अवकृत करने पर और $GeK_2 F_6$ को सोडियम से प्रतिकृत करने पर तत्त्व मिलता है।
१०. EsO_2 का घनत्व ४.७ होगा। यह अमिश्रित पदार्थ है।	GeO_2 का घनत्व ४.७०३ है। यह अमिश्रित है।
११. $EsCl_4$ द्रव होगा, जिसका कथनांक १००° से कम होगा, और जिसका 0° पर घनत्व १.६ होगा।	$GeCl_4$ कथनांक ८६° है। १८° पर घनत्व १.८८७ है।
१२. EsF_4 फ्लोराइड गैस नहीं होगा।	$GeF_4 \cdot 3H_2 O$ सफेद ठोस पदार्थ है।
१३. कार्बनिक धातु यौगिक, $Es(C_2 H_5)_4$ का कथनांक १६०° और घनत्व ०.६६ होगा	$Ge(C_2 H_5)_4$ यौगिक १६०° पर उबलता है। इसका घनत्व पानी के घनत्व से कुछ कम है।

मैंडलीफ ने जिस एका-ऐल्यूमीनियम की कल्पना की थी, उसके गुण गैलियम (१८७६) के गुणों से मिलते जुलते निकले। इसी प्रकार एकावोरन के गुण स्कैंडियम (१८७६) के समान सिद्ध हुये। इसी प्रकार मैंगनीज़ के समय में सप्तम समूह में मैंडलीफ ने एका-मैंगनीज़ और द्विमैंगनीज़ की कल्पना की थी। ये तत्त्व बाद को नोडक (Noddack) और टचे (Tache) ने १९२५ और १९२७ में पता लगाये। इनका नाम मैसूरियम और रैनियम रक्खा गया।

परमाणुभारों का संशोधन—मैंडलीफ के समय तत्वों के जो परमाणुभार ज्ञात थे, उनके आधार पर कई तत्वों का आवर्त संविभाग में स्थान ठीक नहीं बैठता था। इन तत्वों के गुण इन्हें अन्य कोष्ठकों में स्थान दे रहे थे। मैंडलीफ ने निश्चयपूर्वक यह विचार प्रस्तुत किया कि इन तत्वों के परमाणुभार ठीक नहीं हैं। बात यह थी कि तुल्यांक भार तो ठीक निकले थे, पर संयोज्यताएँ ठीक प्रकार निश्चित नहीं की जा सकी थीं। इस लिये दुविधा थी।

इंडियम का उदाहरण लीजिये। इसका तुल्यांक भार ३७.७ था। यह खनिजों में यशद (जस्ता) के साथ पाया जाता है, अतः इसका ऑक्साइड In_2O_3 समझा गया जिसमें यह द्विशक्ति है। पर यदि ऐसा है तो इसका परमाणुभार $37.7 \times 2 = 75.4$ हुआ। गुणों और परमाणुभार के क्रम के अनुसार इसे द्वितीय समूह में यशद के बाद स्थान मिलना चाहिये, पर इस जगह के कोष्ठक में कोई स्थान खाली नहीं है। इस जगह स्ट्रॉंशियम है ही। केवल परमाणुभार के हिसाब से इसे आर्सेनिक और सेलेनियम के बीच में स्थान मिलना चाहिये। पर गुणों के आधार पर इस जगह इंडियम का रखना अनुचित था। मैंडलीफ ने यह घोषित किया कि इंडियम की संयोज्यता २ नहीं है बल्कि ३ है, और इसलिये परमाणुभार $37.7 \times 3 = 113.1$ होना चाहिये। बात यह थी कि इंडियम की फिटकरियाँ भी बनती थीं जो केवल त्रिसंयोज्य तत्वों से बना करती थीं। ऐसा करने पर इसे कैडमियम और बंग के बीच में स्थान मिलना चाहिये। वहीं के कोष्ठक में स्थान भी रिक्त था। बाद के प्रयोगों से यह सिद्ध हुआ कि इंडियम का सच्चा परमाणुभार ११४ है। इस प्रकार मैंडलीफ का अनुमान

सच्चा निकला, और इंडियमका परमाणुभार आवर्त संविभाग के आधार पर ठीक ठीक निश्चय किया जा सका।

इसी प्रकार के संशोधन मैडलीफ ने बेरीलियम, सीज़ियम, यूरेनियम और प्लैटिनम के परमाणुभारों में भी किये।

प्लैटिनम, ऑस्मियम और इरीडियम के जो परमाणुभार उस समय ज्ञात थे उनके संबंध में मैडलीफ ने कहा कि ये कुछ कम होने चाहिये। यह बात बाद को ठीक सिद्ध हुई।

	ऑस्मियम	इरीडियम	प्लैटिनम
१८७० में	१९८.६	१९६.७	१९६.७
१९४० में	१९९.५	१९३.९	१९५.२३

इस प्रकार इन तीनों का क्रम भी जो १८७० में उलटा था, मैडलीफ के नियमानुसार ठीक कर दिया गया।

मैडलीफ ने यह भी कहा था कि आवर्त संविभाग में स्थिति देखते हुये आयोडीन का परमाणुभार टेल्यूरियम के परमाणुभार से अधिक होना चाहिये। पर मैडलीफ की इस धारणा की पुष्टि न हो सकी। इस अपवाद को परमाणुसंख्या और समस्थानिकों के आधार पर हम समझने में समर्थ हुये हैं जैसा कि आगे दिखाया जायगा।

आवर्त संविभाग में अपवाद—आज्ञ कल के भी आवर्त संविभाग में परमाणुभारों के क्रम की दृष्टि से कई अपवाद पाये जाते हैं—

[१] आर्गन का परमाणुभार ३९.९४ है और पोटैसियम का ३९.०९६। अतः पोटैसियम को पहले स्थान मिलना चाहिये, और फिर आर्गन को। पर संविभाग में इनका उलटा है।

[२] टेल्यूरियम का परमाणुभार १२७.६१ है और आयोडीन का १२६.९२। इस क्रम से संविभाग में टेल्यूरियम के पहले आयोडीन होना चाहिये, पर है इसके उलटा।

[३] कोबाल्ट का परमाणुभार ५८.९४ है और निकेल का ५८.९६। इस दृष्टि से निकेल को पहले रखना चाहिये और तब कोबाल्ट को। पर नियम का यहाँ भी उल्लंघन है।

ये तीन अपवाद हैं। अब हम यह जानते हैं कि परमाणुभारों की अपेक्षा परमाणुसंख्या का अधिक महत्व है। संविभाग में तत्वों का क्रम परमाणुसंख्या के हिसाब से है। आर्गन की परमाणुसंख्या १८ है, और फिर पोटैशियम की १९; इसी प्रकार टेल्यूरियम की ५२ है और उसके आगे आयोडीन की परमाणुसंख्या ५३ है। कोबाल्ट की परमाणुसंख्या २७ है, और उसके बाद निकेल को स्थान मिला है क्योंकि इसकी परमाणुसंख्या २८ है। परमाणुसंख्याएँ एन्सरशिम्यों के वर्णानुक्रम के आश्रय पर निश्चित की गयी हैं। अतः हम देखते हैं कि परमाणुसंख्या के आश्रय पर जिन तत्वों की स्थिति आवर्त-संविभाग में अपवादस्वरूप समझी जाती थी, वह अब परमाणुसंख्या के आधार पर अपवाद नहीं रहती। मैंडलीफ के आवर्त नियम को अब हम संशोधित रूप में इस प्रकार व्यक्त कर सकते हैं—

“ तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुण उन तत्वों की परमाणुसंख्या के आवर्त फलक हैं। ”

आवर्त-संविभाग और समस्थानिक—प्राउट (Prout) ने १८१५ में यह कल्पना प्रस्तुत की थी कि सभी तत्वों के परमाणुभार पूर्णसंख्या में होने चाहिये, न कि दशमलवों में। यह कल्पना क्लोरीन के सम्बन्ध में बिल्कुल निकम्मी निकली। डेवी ने यथार्थ प्रयोगों द्वारा यह सिद्ध कर दिया कि क्लोरीन का परमाणुभार ३५.५ के लगभग है, और त्रुटियों की संभावना पर विचार रखते हुये भी यह परमाणुभार पूर्ण संख्या ३५ या ३६ नहीं माना जा सकता। प्राउट की यह भी कल्पना थी कि सभी तत्व हाइड्रोजन के संघट्टीकरण से बने हैं, और इसी लिये सब का परमाणुभार पूर्ण संख्या होगा।

प्राउट की कल्पना रसायन क्षेत्र से विलुप्त हो गयी पर जब से रेडियमधर्मा तत्वों पर कार्य आरम्भ हुआ, यह स्पष्ट होने लगा कि तत्वों के परमाणुभार भिन्न-भिन्न भी हो सकते हैं। रेडियमधर्मा खनिजों के निकट जो सीसा पाया जाता है, उसका परमाणुभार २१६.०८ से लेकर २०६.३४ तक मिलता है, पर सामान्यतः प्राप्त सीसे का परमाणुभार २०७.२१ है।

ऐसा क्यों है? अब हम यह जानते हैं, कि तत्वों की मुख्यता उसकी परमाणुसंख्या (Atomic number) है, न कि उसका परमाणुभार। एक परमाणुसंख्या होते हुये भी उसी तत्व के कई परमाणुभार हो सकते हैं।

हमारे साधारण सीसे में कुछ परमाणु ऐसे हैं जिनका परमाणुभार २०४ है, कुछ का २०६, कुछ का २०७ और कुछ का २०८ है, पर सब की परमाणु-संख्या ८२ ही है। तत्त्वों की परमाणुसंख्या यह निश्चय करती है, कि आवर्त-संविभाग में उनका स्थान क्या है। एक ही तत्त्व के परमाणुभार कई हो सकते हैं। सभी परमाणुभार वाले ये तत्त्व आवर्त-संविभाग में एक ही स्थान पावेंगे। इन्हें इसी लिये समस्थानिक (Isotope) कहते हैं। सीसे के चार समस्थानिक प्रसिद्ध हैं, २०४, २०६, २०७ और २०८। साधारण सीसे में इनकी प्रतिशतता निम्न प्रकार है—

सीसा २०८—५०.१%

२०६—२८.३%

२०७—२०.१%

२०४—१.५%

इसी कारण साधारण सीसे का परमाणुभार २०७.२१ है।

समस्थानिकों के परमाणुभारों को मात्रा-संख्या (Mass number) भी कहते हैं। ये मात्रा-संख्यायें सदा पूर्ण संख्या होती हैं। इस प्रकार समस्थानिकों ने प्राउड की कल्पना को सच्चा सिद्ध कर दिया है। साधारण क्लोरीन का परमाणुभार ३५.४६ इसलिये है, कि इसमें ३५ मात्रा-संख्या वाला समस्थानिक ७६ प्रतिशत और ३७ मात्रा-संख्या वाला समस्थानिक २४ प्रतिशत है। इस अनुपात में दोनों समस्थानिक मिलने पर औसत परमाणुभार ३५.४६ देंगे।

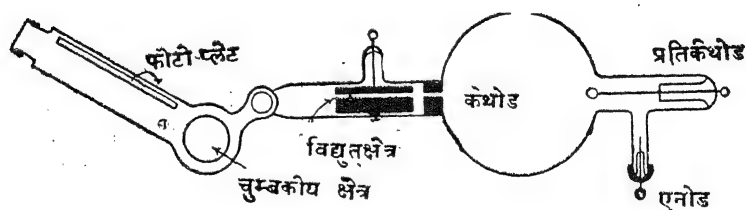
समस्थानिकों की एक सारणी पीछे दी जा चुकी है। यहां कुछ मुख्य समस्थानिक प्रतिशतता सहित दिये जाते हैं।

तत्त्व	परमाणु संख्या	परमाणुभार	मात्रा-संख्या (समस्थानिक)	प्रतिशतता
हाइड्रोजन	१	१.००८	१	९९.९८
लीथियम	३	६.९४	२	०.०२
			६	७.६
कार्बन	६	१२.००	७	९२.१
			१२	९९.३
			१३	०.७

तत्त्व	परमाणु संख्या	परमाणु भार	मात्रा संख्या (समस्थानिक)	प्रतिशतता
गन्धक	१६	३२.०६४	३२	९६.०
			३३	१.०
			३४	३.०
क्लोरीन	१७	३५.४५७	३५	७६
			३७	२४
लोहा	२६	५५.८४	५४	६.५
			५६	९०.२
			५७	२.८
			५८	०.५
निकेल	२८	५८.३६	५८	६६.४
			६०	२६.७
			६१	१.६
			६२	३.७
			६४	१.६
ताँबा	२९	६३.५७	६३	६८
			६५	३२
यशद	३०	६५.३८	६४	५०.४
			६६	२७.२
			६७	४.२
			६८	१७.८
ब्रोमीन	३५	७९.९१६	७०	०.४
			७९	५०.६
			८१	४९.४
चाँदी	४७	१०७.८८	१०७	५२.५
			१०९	४७.५
एस्टीमनी	५१	१२१.७७	१२१	५६
			१२३	४४

तत्त्वों के समस्थानिक निकालने में एस्टन (Aston) ने सब से अधिक कार्य किया। समस्थानिकों की मात्रा-संख्या निकालने के यन्त्र को "मास-स्पेक्ट्रोग्राफ" या मात्रा-अनुक्रमचित्रक कहते हैं। मान लो कि चाँदी के समस्थानिक शत करने हैं। बिस्मिथली में एनोड (धन-द्वार) पर चाँदी

को ऊँचे तापक्रम तक गरम करते हैं। चाँदी के कुछ ऋणाणुओं को धनद्वारा अपने धन आवेश को शिथिल करने के लिये शोषण कर लेता है। चाँदी के परमाणुओं के धनकेन्द्र धन-रश्मि के रूप में आगे बढ़ते हैं। धन-रश्मि के वेग को ऋण और धन-ध्रुवों (चित्र २७) के बीच में स्थापित विद्युत् क्षेत्र



चित्र २७—मात्रा-अनुक्रम-चित्रक

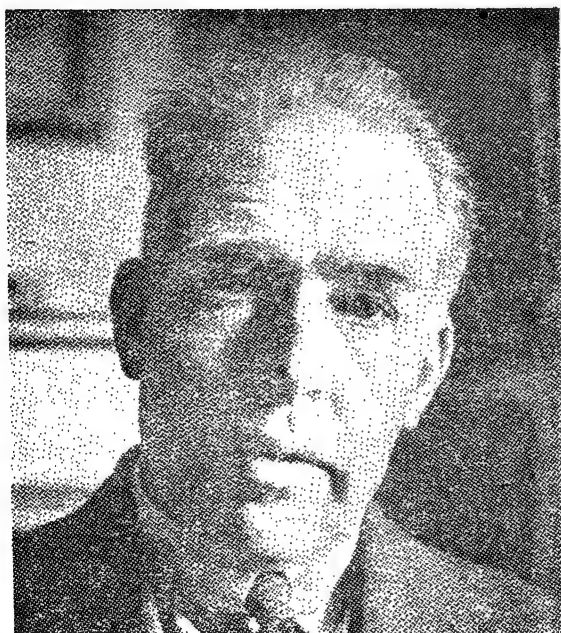
में प्रवाहित करके बढ़ा देते हैं। फिर इस रश्मि-पुंज को विद्युत्-चुम्बक के बीच में होकर प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर यह रश्मि मुड़ जाती है, क्योंकि धन केन्द्र चुम्बक के ऋण क्षेत्र की ओर मुड़ते हैं। यह रश्मि अब फोटोग्राफी के फिल्म पर पड़ती है, और वहाँ इसका चित्र बन जाता है। इस चित्र की स्थिति देखकर मात्रा-संख्या की गणना की जा सकती है।

आवर्त संविभाग में हाइड्रोजन का स्थान—हाइड्रोजन की परमाणु-संख्या १ है, यह तत्त्वों के क्रम में सब से पहला है। आवर्त संविभाग में इसे किस समूह में स्थान मिलना चाहिये, इस पर विवाद रहा है। परमाणु-संख्या की दृष्टि से इसे हीलियम के ठीक पहले स्थान मिलना चाहिये, अर्थात् सातवें समूह में क्लोरीन के ऊपर। यह फ्लोरीन और क्लोरीन के समान गैस भी है। इनके समान ही यह द्विपरमाणुक है (Cl_2 की तरह H_2), न कि सोडियम आदि की तरह इसका अणु एक परमाणुक है। जैसे कार्बन के साथ क्लोरीन CCl_4 यौगिक बनाती है वैसे ही हाइड्रोजन भी CH_4 देता है, इसी प्रकार Si Cl_4 और Si H_4 संगठन में समान हैं। इन युक्तियों के आधार पर इसे क्लोरीन के समूह में ही अर्थात् सप्तम समूह में स्थान मिलना चाहिये।

पर हाइड्रोजन सोडियम आदि प्रथम समूही तत्त्वों के समान एक-संयोजक धनात्मक है। इसके आयन Na^+ के समान H^+ हैं। यह क्लोरीन, आदि तत्त्वों से वैसे ही आसानी से संयुक्त होता है जैसे कि सोडियम। हाइड्रोजन

सोडियम आदि तत्त्वों के साथ स्थायी यौगिक नहीं देता। इन युक्तियों के आधार पर हाइड्रोजन को प्रथम समूह में स्थान मिलना चाहिये।

वस्तुतः तत्त्वों के ऋणाणु-उपक्रम के आधार पर यह प्रश्न ही नहीं उठता कि इसे किस समूह में स्थान दिया जाय। पहली परिधि पर दो ही ऋणाणु रह सकते हैं, अतः पहली श्रेणी में दो ही तत्त्वों के लिये स्थान है— हाइड्रोजन और हीलियम।



चित्र २८—नील्स बोर (जन्म १८८५)

शून्य समूह के तत्त्व—जिस समय मैंडलीफ ने आवर्तसंविभाग की आयोजना की थी उस समय आर्गन, हीलियम आदि तत्त्वों का पता न था। लार्ड रेले (Rayleigh) ने १८६४ में आर्गन का पता लगाया और इसके बाद सर विलियम रैमज़े (Ramsay) ने हीलियम, कृप्टन, ज़ीनन और रेडन की खोज की। अब प्रश्न था कि इन गैसों को संविभाग में कहाँ स्थान दिया जाय। रैमज़े ने यह कल्पना प्रस्तुत की कि एक ओर तो प्रबल धनात्मक

प्रथम समूह के तत्त्व हैं और दूसरी ओर के प्रबल ऋणात्मक सप्तम समूह के हैलोजन तत्त्व हैं। इन दोनों के बीच में एक ऐसा निष्क्रिय समूह होना चाहिये जिसके तत्त्व न ऋणात्मक हों, और न धनात्मक। इस समूह का नाम “शून्य समूह” रखा गया, और हीलियम, नेओन, आर्गन, कृप्टन, ज़ीनन और रेडन (निटन) को इस समूह में स्थान मिला। परमाणुसंख्या के नियम ने इस धारणा की पुष्टि की।

ऋणात्मक सप्तम समूह	शून्य समूह	धनात्मक प्रथम समूह
	He २	Li ३
F ६	Ne १०	N ११
Cl १७	A १८	K १९
Br ३५	Kr ३६	Rb ३७
I ५३	Xe ५४	Cs ५५

संविभाग के संयोजक समूह—मैंडलीफ़ के आवर्तसंविभाग में कई प्रकार के संयोजक समूह हैं—

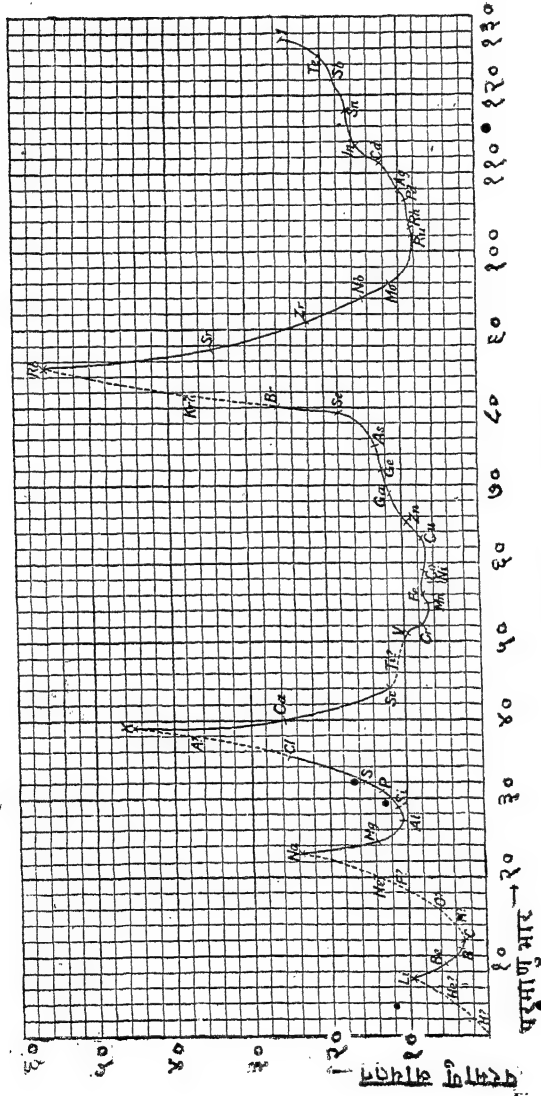
(१) चतुर्थ समूह इस अर्थ में संयोजक है कि इसके पहले के तीन समूह में प्रबल धनात्मक तत्त्व और आगे के तीन समूहों में प्रबल ऋणात्मक तत्त्व हैं। इस समूह के तत्त्व CCl_4 , CH_4 ; SiH_4 , SiCl_4 ; आदि दोनों प्रकार के यौगिक देते हैं, अर्थात् न ये ऋणात्मक हैं, और न धनात्मक।

(२) अष्टम समूह के तत्त्व इस अर्थ में संयोजक हैं, कि ये दीर्घ श्रेणियों की दोनों उपश्रेणियों को जोड़ते हैं—(Fe, Co, Ni) ये एक उपश्रेणी K...Mn और दूसरी उपश्रेणी Cu...Br के बीच में स्थित हैं।

(३) शून्य समूह के हीलियम से रेडन तक के तत्त्व इस अर्थ में संयोजक हैं कि ये प्रबल धनात्मक प्रथम समूह और प्रबल ऋणात्मक सप्तम समूह के बीच में हैं।

(४) द्रुष्टान्य पाँचवें तत्त्व लेन्थेनम के पहले के और हेफ़नियम के बाद के तत्त्वों के बीच में पुल का कार्य करते हैं, इस अर्थ में ये भी संयोजक हैं।

लोथरमेयर का आवर्त वक्र—मैंडलीफ ने जिस समय आवर्त नियम का आविष्कार किया, लगभग उन्हीं वर्षों में १८७० में लोथर मेयर (Lothar Meyer) ने भी इस नियम को दूसरी तरह से व्यक्त किया। यदि तत्त्वों के परमाणुभारों को उनके ठोस अवस्था वाले घनत्व से भाग



चित्र २६—लोथरमेयर का वक्र

दे दिया जाय, तो जो भागफल आवेगा, उसे परमाणु-आयतन कहते हैं। लोथर मेयर ने एक वक्र इस प्रकार खींचा कि य-अक्ष पर उसने परमाणुभार लिये और र-अक्ष पर परमाणु-आयतन (चित्र २९)। ऐसा करने पर उसे एक आवर्त-वक्र मिला, अर्थात् ऐसा वक्र जो पहले ऊपर चढ़ता है, और कुछ दूर जाकर फिर नीचे उतरता है, और फिर ऊपर उठता है, और फिर नीचे उतरता है। ऐसा लगभग ५-६ बार होता है। इस वक्र से निम्न विशेषतायें स्पष्ट होती हैं—

(१) वक्र के शिखर पर लीथियम, सोडियम, पोटैसियम, रुबीडियम और सीज़ियम तत्त्व हैं (प्रथम समूही चार तत्त्व)।

(२) शिखर से बायीं ओर नीचे उतर कर चार तत्त्वों से ठीक पहले शून्य-समूही तत्त्व नेओन, आर्गन, क्रिप्टन, ज़ीनन, निटन आदि हैं।

(३) शून्य तत्त्वों के नीचे ही फिर सप्तम समूह के हैलोजन तत्त्व-फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन हैं।

(४) वक्र के शिखर से दायीं ओर नीचे उतरने पर द्वितीय समूह के मुख्य तत्त्व बेरीलियम, मैगनीसियम, कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम मिलेंगे।

(५) इसी प्रकार सभी वक्रों में तृतीय और चतुर्थ समूह के तत्त्वों की स्थितियाँ समान हैं।

(६) अष्टम समूह के संयोजक तत्त्व (लोहा, कोबाल्ट, निकेल); (रूथेनियम, रोडियम, पैलेडियम); और (ऑस्मियम, इरीडियम, प्लैटिनम) इन वक्रों के पैदों में समान रूप से स्थित हैं। और इनसे ठीक ऊपर पैदे के दाहिनी ओर के भाग पर क्रमशः ताम्र, रजत, और स्वर्ण हैं। और पैदे के ठीक बायीं ओर मैंगनीज़, मेसूरियम, रैनियम; और इनसे पूर्व क्रोमियम, मॉलिब्डेनम और टंगस्टन हैं।

अभिप्राय यह है, कि जो विशेषतायें मैडलीफ के संविभाग से व्यक्त होती हैं, वे ही लोथर मेयर के आवर्त वक्र से भी। आज कल के लोथर मेयर वक्र में य-अक्ष पर परमाणुभार न लेकर परमाणु संख्या अंकित करते हैं।

आवर्तता और अन्य भौतिक गुण—परमाणुभार (अथवा परमाणु संख्या) और परमाणु आयतन की अपेक्षा से जिस प्रकार का आवर्त वक्र मिलता है, लगभग उसी प्रकार के आवर्त वक्र परमाणुभार और अन्य भौतिक गुणों की अपेक्षा से भी मिलेंगे, आयनीकरण विभव (ionisation

potential) किस प्रकार परमाणुसंख्या के अनुसार आवर्त रूप में परिवर्तित होता है यह निम्न अंकों से स्पष्ट हो जायगा—

तत्त्व	परमाणु आय० संख्या	विभव	तत्त्व	परमाणु आय० संख्या	विभव	तत्त्व	परमाणु आय० संख्या	विभव	तत्त्व	परमाणु आय० संख्या	विभव
H	१	१३.५									
He	२	२४.५									
Li	३	५.४	Na	११	५.१	K	१९	४.३	Rb	३७	४.१
Be	४	९.३	Mg	१२	७.६	Ca	२०	६.१	Sr	३८	५.७
B	५	८.३	Al	१३	५.९	Sc	२१	६.६	In	४९	५.८
C	६	११.२	Si	१४	८.१	Ge	३२	७.८	Sn	५०	७.४
N	७	१४.५	P	१५	१३.३	As	३३	—	Sb	५१	८.३
O	८	१३.६	S	१६	१०.३	Se	३४	९.५	Te	५२	—
F	९	१८.६	Cl	१७	१३.०	Br	३५	११.६	I	५३	१०.२
Ne	१०	२१.५	A	१८	१५.७	Kr	३६	१३.९	Xe	५४	१२.१
			Cu	२९	७.७	Ag	४७	७.५	Au	७९	९.२
			Zn	३०	९.३	Cd	४८	८.९	Hg	८०	१०.४
			Cr	२४	६.७	Mo	४२	७.३	W	७४	—
			Mn	२५	७.४	Ma	४३	—	Re	७५	—
			Fe	२६	७.८	Ru	४४	७.७	Os	७६	—
			Co	२७	७.८	Rh	४५	७.७	Ir	७७	—
			Ni	२८	७.६	Pd	४६	८.३	Pt	७८	९.२

इन अंकों से स्पष्ट है कि प्रत्येक श्रेणी में आयनीकरण-विभव नियमानुसार बढ़ता जाता है। चार तत्त्वों का सब से कम है, और शून्य समूही तत्त्वों का सब से अधिक। इसी प्रकार की समानता उपश्रेणी वाले तत्त्वों में भी मिलती है।

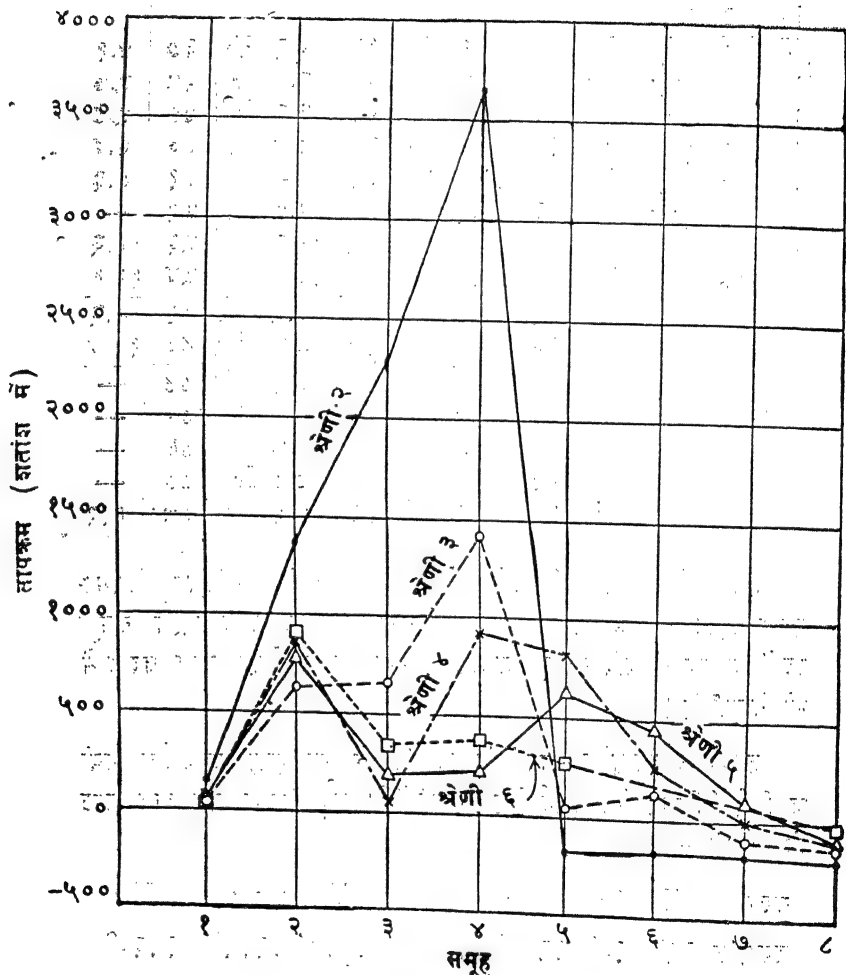
तत्त्वों के द्रवणांक—तत्त्वों के द्रवणांकों में भी कुछ आवर्तता पायी जाती है (चित्र ३०)। चतुर्थ श्रेणी के तत्त्वों के द्रवणांक से यह बात स्पष्ट हो जायगी—

तत्त्व	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn
द्रवणांक	६२०	८१० ^०	१२०० ^०	१८०० ^०	१७१० ^०	१६१५ ^०	१२६० ^०

ये द्रवणांक चतुर्थ समूह (Ti) तक बढ़ते हैं, और फिर उत्तरोत्तर कम होते जाते हैं।

प्रथम समूह (क-उपसमूह) के तत्त्वों में परस्पर भी एक क्रम दिखायी देता है—

तत्त्व	Li	Na	K	Rb	Cs
द्रवणांक	१८६ ^०	९७.५ ^०	६२ ^०	३८ ^०	२६ ^०

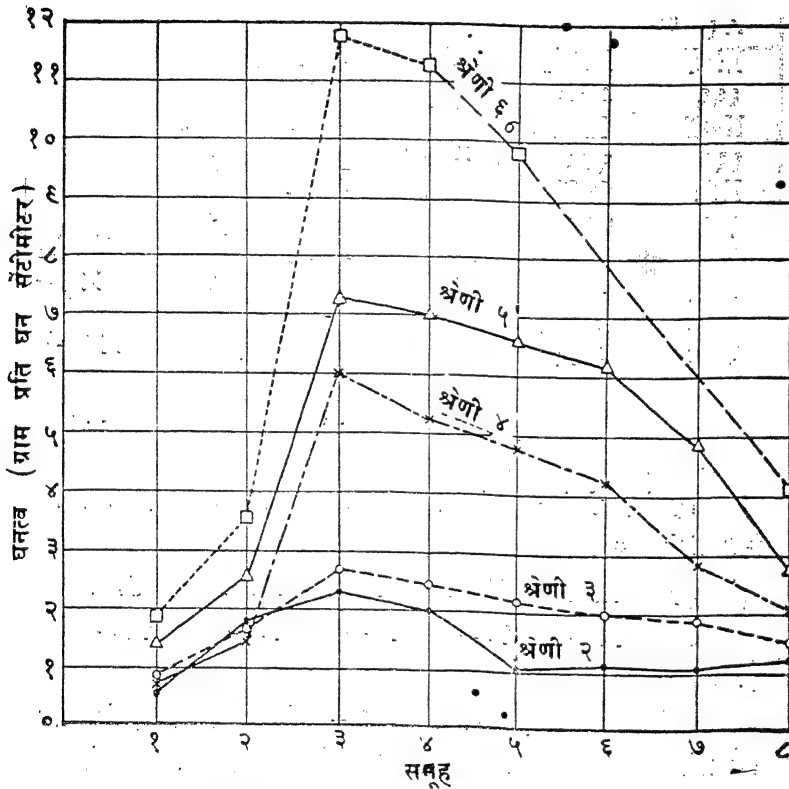


चित्र ३०-तत्त्वों के द्रवणांकों में आवर्त नियम

अर्थात् जैसे-जैसे परमाणुभार बढ़ता जाता है, द्रवणांक कम होते जाते हैं।

आपेक्षिक ताप—एक ही समूह के तत्वों के आपेक्षिक ताप में भी क्रम दिखायी देता है—

तत्व	Cl	Br	I	Mg	Zn	Cd
आपेक्षिक ताप	०.२३	०.११	०.०५	०.२५	०.०६	०.०५



चित्र ३१-तत्वों के घनत्वों में आवर्त नियम

इस प्रकार के क्रमों का उल्लेख आगे के अध्यायों में स्थान-स्थान पर कर दिया गया है।

तत्त्वों के यौगिकों में आवर्त्तता—न केवल तत्त्वों के गुणों में, प्रत्युत उनके यौगिकों के गुणों में भी आवर्त्तता कभी कभी व्यक्त होती है। नीचे की सारणी में गलित (fused) क्लोराइडों की विद्युत् चालकतायें उनके द्रवणांकों पर दी गयी हैं जिनसे यह बात स्पष्ट है।

समूह १	२	३	४	५	६
HCl $\angle 10^{-6}$					
LiCl १६६	BeCl ₂ $\angle 0.005$	BCl ₃ ०	CCl ₄ ०		
NaCl १३३	MgCl ₂ २८८	AlCl ₃ 1.4×10^5	SiCl ₄ ०	PCl ₅ ०	
KCl १०३	CaCl ₂ ५१.६	ScCl ₃ १५	TiCl ₄ ०	VCl ₅ ०	
RbCl ७८.२	SrCl ₂ ५५.७	YCl ₃ ६.५	ZrCl ₄	NdCl ₅ 2×10^7	MoCl ₆ 1.2×10^{-6}
CsCl ६६.७	BaCl ₂ ६४.६	LaCl ₃ २६	—	TaCl ₅ 3×10^7	WCl ₆ 2×10^{-6}
			ThCl ₄ १६		UCl ₆ ०.३४

कुछ क्लोराइडों के कथनांक भी आवर्त्तता प्रदर्शित करते हैं जैसा कि निम्न अंकों से स्पष्ट है—

क्लोराइड	LiCl	NaCl	KCl	RbCl	CsCl
कथनांक	१३५० ^०	१४७० ^०	१५०० ^०	१४०० ^०	१२७० ^०

(१ वातावरण पर)

तत्त्वों के वर्गीकरण के अन्य प्रयास—तत्त्वों के वर्गीकरण के अब तक अनेक प्रयास किये गये हैं। संयोजक समूहों एवं दुष्प्राप्य पार्थिवों की स्थिति का सब से सुन्दर चित्रण जूलियस थॉमसन (Julius Thomson) ने किया था जो यहाँ दिया जाता है (चित्र ३२)। इसके आधार पर ही बोर (Bohr) ने अपना ऋणाणु उपक्रम निर्धारित किया। ऋणाणु सिद्धान्त की दृष्टि से यह सब से अधिक सुन्दर और स्पष्ट है।

रेडियमधर्मा पदार्थों का विभाजन और आवृत्त संविभाग—

रेडियम या यूरेनियम के समान तत्वों के केन्द्र विभाजित होने पर एलफा या बीटा कण देते रहते हैं। प्रत्येक एलफा कण के निकलने पर

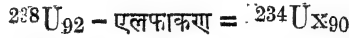
He ₂																														
H ₁	Li ₃	Be ₄	B ₅	C ₆	N ₇	O ₈	F ₉	Ne ₁₀																						
	Na ₁₁	Mg ₁₂	Al ₁₃	Si ₁₄	P ₁₅	S ₁₆	Cl ₁₇	Ar ₁₈																						
	K ₁₉	Ca ₂₀	Sc ₂₁	Ti ₂₂	V ₂₃	Cr ₂₄	Mn ₂₅	Fe ₂₆	Co ₂₇	Ni ₂₈	Cu ₂₉	Zn ₃₀	Ga ₃₁	Ge ₃₂	As ₃₃	Se ₃₄	Br ₃₅	Kr ₃₆												
	Rb ₃₇	Sr ₃₈	Y ₃₉	Zr ₄₀	Nb ₄₁	Mo ₄₂	Tc ₄₃	Ru ₄₄	Rh ₄₅	Pd ₄₆	Ag ₄₇	Cd ₄₈	In ₄₉	Sn ₅₀	Sb ₅₁	Te ₅₂	I ₅₃	Xe ₅₄												
	Cs ₅₅	Ba ₅₆	La ₅₇	Ce ₅₈	Pr ₅₉	Nd ₆₀	Pm ₆₁	Sm ₆₂	Eu ₆₃	Gd ₆₄	Tb ₆₅	Dy ₆₆	Ho ₆₇	Er ₆₈	Tm ₆₉	Yb ₇₀	Lu ₇₁	Hf ₇₂	Ta ₇₃	W ₇₄	Re ₇₅	Os ₇₆	Ir ₇₇	Pt ₇₈	Au ₇₉	Hg ₈₀	Tl ₈₁	Pb ₈₂	Bi ₈₃	Po ₈₄
			Ra ₈₈	Ac ₈₉	Th ₉₀	Pa ₉₁	U ₉₂																							

चित्र ३२—जूलियस शोगसन द्वारा वर्गीकरण

परमाणुभार में ४ की कमी और परमाणुसंख्या में २ की कमी हो जाती है क्योंकि एलफा कण द्रव्याविष्ट हीलियम परमाणु है—

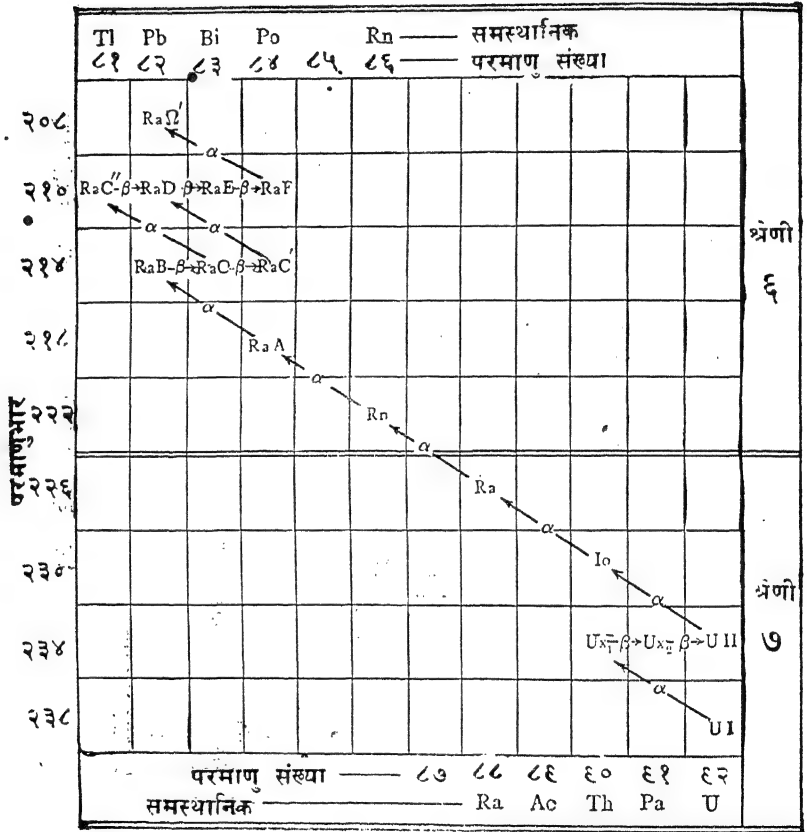
$$\text{एलफा कण} = {}^4\text{He}_2$$

परमाणुसंख्या का २ कम हो जाने का यह अर्थ है कि विभाजन के अनन्तर बने नये तत्व का आवर्त-संविभाग में स्थान दो खाने पीछे होगा।



छठा समूह → चौथा समूह

यूरेनियम छठे समूह का तत्व है, और एलफा कण दे डालने पर यह ४थे समूह का तत्व रह जाता है।



चित्र ३३—रेडियमधर्मा पदार्थों में स्थानान्तरण नियम

रेडियमधर्मा परमाणु जब बीटा कण (जो ऋणाणु हैं) दे डालते हैं, तो परमाणुभार में कोई विशेष अन्तर नहीं आता, क्योंकि ऋणाणुओं का भार

नहीं के बराबर है। पर कण पर एक इकाई ऋण आवेश है, अतः इसके निकल जाने पर केन्द्र पर १ ऋण आवेश की कमी हो जाती है, अर्थात् परमाणु-संख्या १ बढ़ जाती है। इसका अभिप्राय यह है कि नये तत्व का स्थान आवर्त संविभाग में १ खाना आगे की ओर होगा।

$$U_X - \text{बीटा कण} = U_{X2}$$

$$६० \quad \quad \quad ६१$$

$$४\text{वाँ समूह} \rightarrow ५\text{वाँ समूह}$$

$$U_{X2} - \text{बीटा कण} = U_{II}$$

$$६१ \quad \quad \quad ६२$$

$$५\text{वाँ समूह} \rightarrow ६\text{ठा समूह}$$

साथ में दिये गये चित्र ३३ द्वारा यह “स्थानान्तरण नियम” (displacement law) अच्छी प्रकार व्यक्त होता है।

प्रश्न

१. मैडलीफ का आवर्त-नियम क्या है? इसके उपयोग क्या हैं? इसमें क्या अपवाद है? (प्रयाग, वी०एस-सी० १९३६)

२. आवर्त संविभाग और परमाणुरचना में क्या सम्बन्ध है?

३. आवर्त संविभाग में हाइड्रोजन के स्थान की मीमांसा करो।

४. समस्थानिक किसे कहते हैं? परमाणुभार की अपेक्षा परमाणु संख्या का उपयोग आवर्त संविभाग में क्यों श्रेयस्कर है?

५. तत्वों के भौतिक गुणों में भी आवर्त नियम पाया गया है— इसे व्यक्त करो।

६. रेडियमधर्मा पदार्थों के सम्बन्ध में “स्थानान्तरण नियम” क्या है?

७. शून्य समूह के तत्वों को मैडलीफ के संविभाग में किस प्रकार स्थान दिया गया?

अध्याय ४

संयोज्यता (पूर्वार्ध)

[Valency]

हाइड्रोजन के ऐसे यौगिक पाए जाते हैं, जिनमें किसी तत्त्व का एक परमाणु हाइड्रोजन के एक, दो; तीन या चार परमाणुओं से संयुक्त होता है—



हाइड्रोक्लोरिक एसिड

पानी

अमोनिया

मेथेन

हम हाइड्रोजन की अपेक्षा से अन्य तत्त्वों के संयोग की अवस्था की तुलना कर सकते हैं। संयोग-क्षमता के गुण को संयोज्यता (valency) कहते हैं। अगर हाइड्रोजन की संयोज्यता हम एक मानें, तो ऊपर के यौगिकों से स्पष्ट है कि क्लोरीन की संयोज्यता भी १ होगी, ऑक्सीजन की संयोज्यता २ होगी, नाइट्रोजन की ३ और कार्बन की ४। इन तत्त्वों को हम क्रमशः एक-संयोज्य (univalent), द्विसंयोज्य (bivalent), त्रिसंयोज्य (trivalent) और चतुःसंयोज्य (tetravalent) कहते हैं।

क्लोरीन एक-संयोज्य है, अतः इसके योग से बने क्लोराइडों के संगठन के आधार पर अधातुओं और धातुओं की संयोज्यता भी निर्धारित की जा सकती है। नीचे दिए यौगिकों से यह स्पष्ट है—

Cl_2O , Ba Cl_2 , Ca Cl_2 , Zn Cl_2 आदि यौगिकों में ऑक्सीजन, बेरियम, कैल्सियम, यशद आदि तत्त्व द्विसंयोज्य (bivalent) हैं।

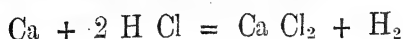
N Cl_3 , Al Cl_3 , Fe Cl_3 आदि यौगिकों में नाइट्रोजन, ऐल्यूमीनियम, फेरिक (लोह) आदि तत्त्व त्रिसंयोज्य हैं।

C Cl_4 , Sn Cl_4 , Si Cl_4 , Ge Cl_4 आदि यौगिकों में कार्बन, बंग (इक), सिलिकन, जर्मेनियम आदि तत्त्व चतुःसंयोज्य हैं।

PCl_5 यौगिक में फॉस्फोरस पंचसंयोज्य है।

WCl_6 यौगिक में टंगस्टन षट्संयोज्य है।

अम्ल में से कितने परमाणु हाइड्रोजन के स्थानान्तरित होते हैं, इस आधार पर भी धातु तत्त्वों की संयोज्यता निर्धारित की जा सकती है। जैसे कैल्सियम और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से दो हाइड्रोजन स्थानान्तरित होते हैं, अतः कैल्सियम की संयोज्यता २ हुई—



अतः हम तुल्यांक भार, संयोज्यता और परमाणु भार में भी सम्बन्ध निश्चित कर सकते हैं—

$$\text{परमाणु भार} = \text{संयोज्यता} \times \text{तुल्यांक भार}$$

$$\text{अथवा संयोज्यता} = \frac{\text{परमाणु भार}}{\text{तुल्यांक भार}}$$

मैंडलीफ के आवर्त संविभाग में तत्त्वों का जो वर्गीकरण है, वह तत्त्वों की संयोज्यता पर अच्छा प्रकाश डालता है। शून्य समूह के हीलियम, आर्गन आदि तत्त्वों की संयोज्यता भी शून्य है।

प्रथम समूह के तत्त्व हाइड्रोजन, लीथियम, सोडियम, पोटैशियम आदि की संयोज्यता १ है।

द्वितीय समूह के तत्त्व बेरीलियम, मैगनीशियम, कैल्सियम आदि तत्त्वों की संयोज्यता २ है।

तृतीय समूह के तत्त्व बोरोन, ऐल्यूमीनियम, गैलियम आदि की संयोज्यता ३ है।

चतुर्थ समूह के तत्त्व कार्बन, सिलिकन और कुछ यौगिकों में सीस (जैसे Pb Cl_4 और Pb O_2 में) की संयोज्यता ४ है।

पंचम समूह के तत्त्व नाइट्रोजन, फॉस्फोरस, आर्सेनिक, आदि की संयोज्यता ५ है (जैसे $\text{N}_2 \text{ O}_5$, PCl_5 , $\text{As}_2 \text{ O}_5$, Sb Cl_5 आदि यौगिकों में)।

षष्ठ समूह के तत्त्व गन्धक और टंगस्टन कुछ यौगिकों में संयोज्यता ६ भी प्रदर्शित करते हैं, जैसे SF_6 , SO_3 , WCl_6 यौगिकों में।

सप्तम समूह में क्लोरीन, आयोडीन, और मैंगनीज़ कुछ यौगिकों में संयोज्यता ७ प्रदर्शित करते हैं, जैसे $\text{Cl}_2 \text{ O}_7$, KIO_4 , $\text{Mn}_2 \text{ O}_7$ और KMnO_4 में।

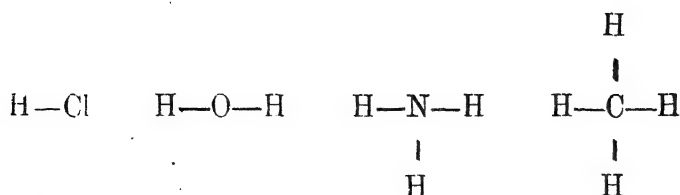
अष्टम समूह के ऑसमियम और रुथेनियम कुछ यौगिकों में संयोज्यता ८ प्रदर्शित करते हैं, जैसे Os O_4 , Os F_8 , और Ru O_4 में।

अस्थिर संयोज्यता—यह आवश्यक नहीं है, कि सभी यौगिकों में तत्त्व की संयोज्यता स्थिर हो। कभी-कभी इनमें परिवर्तन भी देखा जाता है। फॉस्फोरस त्रिसंयोज्य और पंचसंयोज्य दोनों हो सकता है, जैसे PCl_3 और P Cl_5 यौगिकों में। गन्धक की संयोज्यता २, ४ और ६ दोनों हो सकती है, जैसे SO_2 और SO_3 यौगिकों में। नाइट्रोजन की संयोज्यता ३ और ५ दोनों हो सकती है, जैसे N H_3 , और $\text{N}_2 \text{O}_5$ में। बहुधा हाइड्रोजन के साथ के यौगिकों में निम्नतम संयोज्यता प्रदर्शित होती है, और ऑक्सीजन के साथ के यौगिकों में उच्चतम।

- धातुओं की संयोज्यतायें भी भिन्न-भिन्न होती हैं। इन संयोज्यताओं के आधार पर—अस (—ous) और—इक (—ic) यौगिक बनते हैं।
—अस यौगिकों में संयोज्यता कम होती है, और—इक यौगिकों में अधिक।

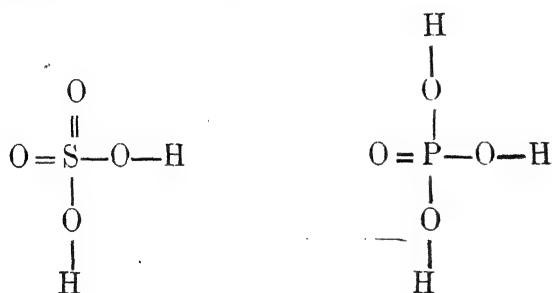
धातु	—अस यौगिक	संयोज्यता	—इक यौगिक	संयोज्यता
स्वर्ण, Au	AuCl	१	AuCl_3	३
ताम्र, Cu	CuCl	१	CuCl_2	२
पारद, Hg	HgCl	१	HgCl_2	२
क्रोमियम, Cr	CrCl_2	२	CrCl_3	३
मैंगनीज़, Mn	MnCl_2	२	MnCl_3	३
लोह, Fe	FeCl_2	२	FeCl_3	३
कोबाल्ट, Co	CoCl_2	२	CoCl_3	३
निकेल, Ni	NiCl_2	२	NiCl_3	३
प्लैटिनम, Pt	PtCl_2	२	PtCl_4	४
वंग, Sn	SnCl_2	२	SnCl_4	४

संयोज्यताओं का चित्रण—संयोज्यताओं का प्रदर्शन (१) बन्ध (bond) द्वारा और (२) ऋणाणु (electron) द्वारा किया जाता है। एकबन्ध-पद्धति में यह चित्रण निम्न प्रकार किया जाता है—



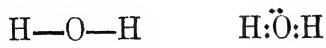
क्लोरीन और हाइड्रोजन दोनों की संयोज्यता १ है, अतः हाइड्रोक्लोरिक एसिड के चित्र में दोनों के परमाणुओं के बीच में एक रेखा या एकबन्ध है। पानी के अणु के चित्र में ऑक्सीजन के साथ दो बन्धों का योग है, क्योंकि ऑक्सीजन की संयोज्यता २ है। नाइट्रोजन की संयोज्यता ३ है, अतः अमोनिया के अणु के चित्र में ३ बन्ध दिखाए गए हैं। मेथेन के चित्र में कार्बन के साथ ४ बन्ध हैं।

गन्धक की संयोज्यता अगर ६ मानी जाय, तो सल्फ्यूरिक एसिड के अणु का चित्रण इस प्रकार होगा—



इसी प्रकार फॉस्फोरिक एसिड, H_3PO_4 , में फॉस्फोरस की संयोज्यता ५ दिखायी गयी है।

ऋणाणु पद्धति पर प्रत्येक बन्ध के स्थान में दो ऋणाणु अर्थात् ऋणाणु-युग्म (electron pair) का उपयोग करते हैं। परमाणु के बाह्यतम कक्ष में जो ऋणाणु होते हैं, उनका उपयोग इन संयोज्यताओं को निर्धारित करने में होता है।

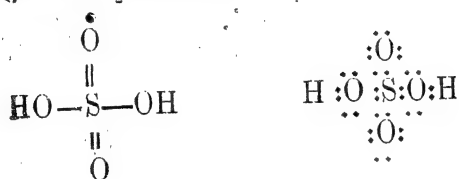


ऑक्सीजन के बाह्यतम कक्ष में ६ ऋणाणु हैं, और दो हाइड्रोजनों ने

दो ऋणाणु दिए। ये आठों ऋणाणु मिलकर चार युग्म बनाते हैं जो चित्र में ऑक्सीजन के चारों ओर सूचित किए गए हैं।



द्विगुण/बन्ध (double bond) चार ऋणाणुओं से सूचित किए जाते हैं, जैसे CO_2 के चित्र में।



सल्फ्यूरिक एसिड, H_2SO_4 , के चित्र के लिए वांछित कक्षों के ऋणाणु निम्न हिसाब से 'मेलेंगे'—

२ हाइड्रोजनों के २ ऋणाणु

१ गंधक के ६ ”

४ ऑक्सीजन के २४ ”

योग ३२ ऋणाणु

ऊपर दिए गए चित्र में ये ३२ ऋणाणु चित्रित किए गए हैं। इस चित्र से स्पष्ट है कि गंधक के चारों ओर ऋणाणुओं का एक अष्टक (octet) है, और यह अष्टक ४ बन्धों का सूचक है (क्योंकि प्रत्येक बन्ध में दो ऋणाणुओं का उपयोग होता है)। इस चित्र में ऑक्सीजन परमाणु के चारों ओर भी ऋणाणु अष्टक (electron octet) दिखाए गए हैं। ऋणाणु पद्धति से संयोज्यता सूचित करने पर यह आवश्यक नहीं रह जाता कि गंधक की संयोज्यता ६ दिखायी जाय (जैसी कि बन्ध पद्धति के प्रदर्शन में आवश्यक है)।

संयोज्यताओं के प्रकार—संयोज्यताएँ या बन्धन (linkage) दो प्रकार के माने जाते हैं—

- (१) ध्रुवीय बन्धन (polar linkage) या आयनित (ionised) बन्धन । इन्हें वैद्युत्संयोज्य (electrovalent) बन्धन भी कहते हैं ।
- (२) अध्रुवीय बन्धन (nonpolar linkage) या निरायनित (unionized) बन्धन ।

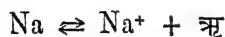
अध्रुवीय बन्धन भी दो प्रकार के हैं :—

(क) सहसंयोज्य (covalence) जिसका उपयोग कार्बनिक यौगिकों में विशिष्ट होता है ।

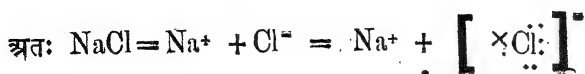
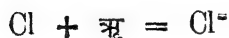
(ख) सर्ग सहसंयोज्य (coordinate covalence) जिसका उपयोग १८६३ में वर्नर (Werner) ने सर्गी यौगिकों (coordination compound) में किया ।

ध्रुवीय बन्धन या वैद्युत्संयोज्य बन्धन (Electrovalent Linkage) —
अकार्बनिक रसायन के उन अम्ल, क्षार और लवणों में इनका उपयोग होता है जो पानी या अन्य विलायकों में घुल कर तत्काल आयन देते हैं, जैसे सोडियम क्लोराइड, NaCl । सोडियम के बाह्यतम कक्ष में एक ऋणाणु है जिसे हम (X) से सूचित करेंगे और क्लोरीन के बाह्यतम कक्ष में ७ ऋणाणु हैं जिन्हें हम बिंदु (·) से सूचित करेंगे । जब सोडियम क्लोराइड अणु बनता है, तो सोडियम के बाह्यतम कक्ष का अकेला ऋणाणु क्लोरीन के कक्ष में प्रविष्ट हो जाता है, और क्लोरीन का ऋणाणु अष्टक (octet) पूरा कर देता है ।

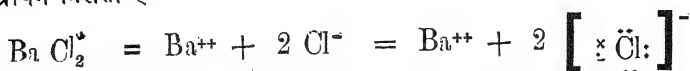
सोडियम ने एक ऋणाणु दे डाला, इसलिए सोडियम पर धनात्मक आवेश (charge) की एक इकाई हो गयी ।



क्लोरीन ने एक ऋणाणु ले लिया, अतः इस क्लोरीन आयन पर एक ऋणात्मक आवेश हुआ ।

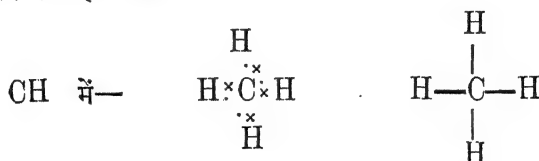


इसी प्रकार बेरियम क्लोराइड से दो धनात्मक आवेश वाली बेरियम आयन मिलती है—



अध्रुवीय बन्धन—अध्रुवीय बन्धन को निरायनित बन्धन भी कहते हैं। यह ऋणानुओं के सहकार (share) से बनते हैं। एक बन्धन के लिए दो ऋणानु चाहिए। दो तत्वों के बीच में एक अध्रुवीय बन्धन की स्थापना दो प्रकार से हो सकती है।

(१) दोनों तत्वों ने एक-एक ऋणानु दिया हो, और दोनों के सहकार से एक बन्धन बना हो—जैसे

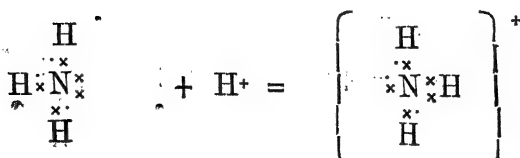
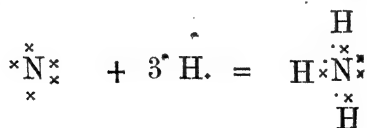


इसमें प्रत्येक बन्धन के लिए एक ऋणानु (X) कार्बन ने दिया है, और एक ऋणानु (.) हाइड्रोजन से मिला है।

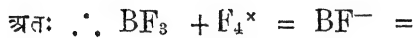
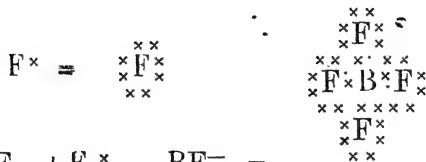
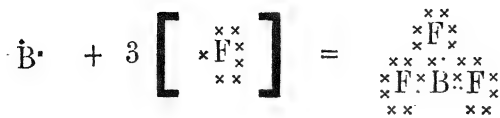
(२) एक तत्व ने ही दो ऋणानु दिए हों और इनके उपयोग से दो तत्वों के बीच में बन्धन स्थापित हुआ हो। जैसे NH_3 से अमोनियम मूल $(\text{NH}_4)^+$ का बनना।



हाइड्रोजन आयन के पास अब अपना कोई ऋणानु नहीं है। नाइट्रोजन की बाह्यतम कक्षा में पांच ऋणानु हैं, जिनमें से तीन तो अमोनिया बनाने में ३ हाइड्रोजनों के साथ सहसंयोज्य हैं। दो ऋणानु फिर भी बच जाते हैं—



इसी प्रकार जब BF_3 और KF के योग से KBF_4 बनता है, उसके आयन BF_4^- का संगठन भी इसी प्रकार बनता है।

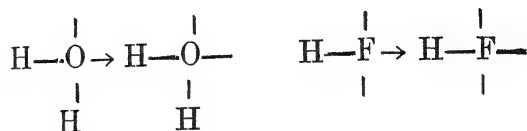


बोरन के पास फ्लोराइड आयन (F^-) से संयुक्त होने के लिए कोई ऋणाणु नहीं था। दो ऋणाणुओं का युग्म इसे फ्लोराइड आयन से मिला।

सर्व सहसंयोज्यता (Coordinate Covalency)—बहुत से यौगिक अपनी संतृतावस्था में भी कुछ अन्य मूलों या ऋणाणुओं से संयुक्त हो सकते हैं, जैसे Cu SO_4 से $\text{Cu SO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ का बनना; अथवा Ca Cl_2 से $\text{Ca Cl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ का बनना। इसी प्रकार कोबाल्टैमिनों (cobaltamines) का बनना, आदि। इस प्रकार की संयोज्यताओं के भी नियम हैं। जिन संयोज्यताओं का इस प्रकार के यौगिकों में प्रयोग होता है, उन्हें हम सर्व सहसंयोज्य कहते हैं।

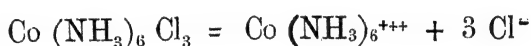
यह स्मरण रखना चाहिये कि हाइड्रोजन की सहसंयोज्यता अधिक से अधिक २ हो सकती है। लीथियम से फ्लोरीन तक के तत्त्वों की अधिकतम सहसंयोज्यता ४ है; सोडियम से ब्रोमीन तक के यौगिकों की अधिकतम सहसंयोज्यता ६ है; और शेष स्वीडियम से यूरेनियम तक के तत्त्वों की अधिकतम सहसंयोज्यता ८ है।

हाइड्रोजन की अधिकतम दो सहसंयोज्यता है, अतः $(\text{H}_2\text{O})_2$ या $\text{H}_2 \text{F}_2$ के प्रकार के अणु बन सकते हैं—

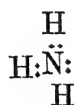


वर्नर (Werner) का कथन है कि कुछ परमाणुओं में दूसरे मूलों, समूहों, और यहाँ तक कि संतुल अणुओं से भी संयुक्त होने की क्षमता होती है, और संयोग में सहायक संयोज्यताओं (subsidiary valencies) का उपयोग किया जाता है। ये समूह केन्द्रीय मुख्य परमाणु से सर्गित रहते हैं, और इस प्रकार बने संकीर्ण (complex) यौगिकों को **सर्वर्ग संकीर्ण** (coordinate complex) कहते हैं। सर्वर्ग संकीर्ण के समूहों का आयनीकरण नहीं होता है। केन्द्रीय परमाणु से अधिकतम कितनी आयनों या समूहों का योग हो सकता है, इस संख्या को **सर्वर्गायन संख्या** (coordination number) कहते हैं।

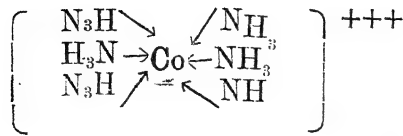
हम कोबल्टैमीन का उदाहरण लेंगे। कोबल्टिक क्लोराइड, CoCl_3 ; के साथ ६ अमोनिया-अणु संयुक्त होकर $\text{Co}(\text{NH}_3)_6 \text{Cl}_3$ यौगिक बनता है, जिससे आयन इस प्रकार बनते हैं—



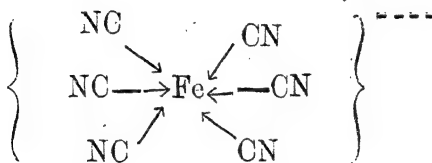
कोबल्टिक आयन का ऋणाणु विन्यास (२, ८, १४) है। अमोनिया के नाइट्रोजन में ऋणाणु का एक युग्म (:) बिना उपयोग के है—



यदि कोबल्टिक आयन के साथ इस प्रकार के ६ अमोनिया अणु संयुक्त हो जायें, तो षट्षमिनो कोबल्ट आयन, $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{+++}$, में कोबल्ट को १२ ऋणाणु अमोनियम से मिलेंगे, और केन्द्रीय कोबल्ट आयन के चारों ओर ऋणाणु विन्यास (२, ८, १४, १२) हो जायगा अर्थात् कुल ऋणाणुओं की संख्या ३६ हो जायगी जो निष्क्रिय गैस कृप्टन की है।



इसी प्रकार $\text{K}_4 \text{Fe} (\text{CN})_6$, और $\text{K}_3 \text{Fe} (\text{CN})_6$ की संकीर्ण आयनों की रचना प्रदर्शित की जा सकती है।



फेरोसायनाइड आयन

प्रश्न

१. संयोज्यता के ऋणाणु सिद्धान्त का विवरण लिखो। (दिल्ली बी० एस-सी० (१९३२, १९४१; पंजाब १९२३)

२. संयोज्यता के आधुनिक सिद्धान्तों का वर्णन दो। (प्रयाग, १९३१; पंजाब १९४१)

३. सहसंयोज्यता और वैद्युत् संयोज्यता से तुम क्या समझते हो? ऐसे यौगिकों के उदाहरण दो, जिनमें इस प्रकार की संयोज्यताओं का उपयोग हुआ हो। (प्रयाग, एम० एस-सी० १९४१)

४. सर्वत्र सहसंयोज्यता पर सूक्ष्म टिप्पणी लिखो। सवर्गायन संख्या किसे कहते हैं?

५. सल्फ्यूरिक एसिड, फेरोसायनाइड आयन, अमोनियम आयन और फ्लो-सिलिसिक आयन, Si F_6 का चित्रण करो।

अध्याय ५

संयोज्यता और रासायनिक बन्ध (उत्तरार्ध)

मैंडलीफ के आवर्त संविभाग में तत्त्वों का वर्गीकरण उनकी संयोज्यता पर भी अच्छा प्रकाश डालता है। हाइड्रोजन, लीथियम, सोडियम आदि प्रथम समूह के तत्त्वों की संयोज्यता +१ है। बेरीलियम, मैग्नीशियम आदि द्वितीय समूह के तत्त्वों की संयोज्यता +२ है; इसी प्रकार बोरन, ऐल्यूमीनियम आदि की +३; कार्बन, सिलिकन आदि की +४, नाइट्रोजन की +३, +५; ऑक्सीजन और गन्धक की—२ और ६; क्लोरीन, ब्रोमीन की +७ और—१ है, और शून्य समूह के तत्त्वों की शून्य (०) है।

सोडियम की संयोज्यता १ और ऐल्यूमीनियम की ३ है, इससे यह नहीं समझना चाहिए कि सोडियम की अपेक्षा ऐल्यूमीनियम तीन गुनी शक्ति से दूसरे तत्त्व को अपने साथ बाँधता है। इसका केवल अभिप्राय यह है कि क्लोरीन के परमाणुओं के ग्रहण करने में इसकी क्षमता तिगुनी है, अर्थात् सोडियम तत्त्व के एक परमाणु के साथ क्लोरीन का केवल एक परमाणु जुड़ता है, पर ऐल्यूमीनियम के परमाणु के साथ क्लोरीन के तीन परमाणु जुड़कर ऐल्यूमीनियम क्लोराइड बनेगा।

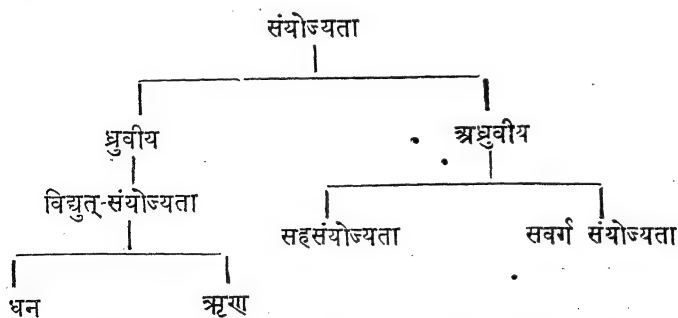
जब किसी तत्त्व की संयोज्यता १ होगी, उसे हम एक-संयोज्य (monovalent या univalent) कहेंगे। जब संयोज्यता २ होगी, हम उस तत्त्व को द्विसंयोज्य (di—या bivalent) कहेंगे। इसी प्रकार से संयोज्यता ३ होने पर त्रिसंयोज्य (tri—या trivalent), संयोज्यता ४ होने पर चतुःसंयोज्य (quadri—या tetravalent), और संयोज्यता ५ होने पर पंचसंयोज्य (quinque— या pentavalent), ६ होने पर षट्संयोज्य (hexavalent), ७ होने पर सप्तसंयोज्य (heptavalent) और आठ होने पर अष्टसंयोज्य (octavalent) कहेंगे।

संयोज्यता की दृष्टि से कुछ तत्त्व कई प्रकार के यौगिक बनाते हैं, जैसे ताम्र की संयोज्यता १ होने पर क्यूप्रस क्लोराइड, Cu Cl , बनेगा, और संयोज्यता २ होने पर इसी ताम्र से क्यूप्रिक क्लोराइड, Cu Cl_2 बनेगा। दोनों

क्लोराइडों के गुण सर्वथा भिन्न हैं। इसी प्रकार फेरस क्लोराइड में लोह तत्त्व की संयोज्यता २ है और फेरिक में ३। मैंगनीज की संयोज्यतायें २, ३, ४, ५, आदि अनेक होती हैं, जिनके आधार पर इनके कई ऑक्साइड जैसे MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_5 आदि संभव हैं।

कई परमाणु या कई परमाणु-समूह, आपस में क्यों संयुक्त होते हैं ? बहुत दिनों से लोगों का यह विचार रहा है कि इन परमाणुओं पर विद्युत् आवेश होता है। बर्जीलियस ने तो समस्त रासायनिक प्रतिक्रियाओं की व्याख्या विद्युत् धनात्मकता और ऋणात्मकता के आधार पर कर डाली थी। फ़ैरेडे के विद्युत् विच्छेदन के नियमों ने यह स्पष्ट कर दिया कि तत्त्व की संयोज्यता में, और विद्युत् विच्छेदन से इस तत्त्व के पृथक् होने में कितनी बिजली लगती है, इस बात में कोई सम्बन्ध अवश्य है। फ़ैरेडे के विद्युत् विच्छेदन का नियम यह है कि यदि दो भिन्न लवणों (जैसे सिलवर नाइट्रेट और ताम्र सल्फेट) के विलयनों में बिजली की एक सी मात्रा प्रवाहित की जाय तो विद्युत् विच्छेदन द्वारा चाँदी और ताँबा ये धातुयें अपने अपने विद्युत् रासायनिक तुल्यांक के अनुपात में प्रक्षिप्त होंगी। तत्त्व का विद्युत् रासायनिक तुल्यांक उसके परमाणुभार को संयोज्यता से भाग देने पर निकलता है।

परमाणुओं के ऋणाणु-विन्यास ने संयोज्यता के प्रश्न को समझने में सहायता दी। सन् १९१६ में लेविस (Lewis) और कौसेल (Kossel) ने स्वतन्त्रतः संयोज्यता का सिद्धान्त निश्चित रूप से प्रस्तुत किया। इनके विचारानुसार संयोज्यतायें निम्न प्रकार वर्गीकृत की जा सकती हैं—



विद्युत् संयोज्यता (Electrovalency) — कौसेल के विचारानुसार,

युग प्रवर्तक महान् वैज्ञानिक

डा० सर जगदीशचन्द्र बसु

[१८५८—१९३८]

आधुनिक समय में जिन कतिपय प्रतिभाशाली भारतीय महा पुरुषों ने विश्व मानव ज्ञान के भण्डार को अपनी प्रतिभा एवं मनीषा से समृद्धि शाली बनाया है विज्ञानाचार्य जगदीशचन्द्र बसु उन्हीं में से एक थे। जिन महानुभाव ने अपनी अलौकिक प्रतिभा से प्रकृति के रहस्यों का उद्घाटन कर, नये नये वैज्ञानिक अविष्कारों द्वारा संसार को आश्चर्य चकित कर दिया है, जिन्होंने संसार में नवीन प्रकाश की ज्योति फैलाई है, नये ज्ञान को जन्म दिया है और जिनके कार्यों से प्रेरणा पाकर विज्ञान संसार में एक सर्वथा नवीन युग का प्रादुर्भाव हुआ है सर जगदीश उन्हीं थोड़े से महापुरुषों में थे। बसु महोदय उन इने गिने भारतीयों में से थे जिन्होंने अपने कार्यों से सम्य संसार की दृष्टि में भारत का मस्तक उन्नत किया है। वास्तव में अपनी वैज्ञानिक सफलताओं से अन्तराष्ट्रीय ख्याति प्राप्त करने वाले वह प्रथम भारतीय थे। महात्मा गान्धी की ख्याति राजनीति जगत् में और कवीन्द्र रवीन्द्र की ख्याति साहित्य जगत् में यद्यपि सर जगदीश की ख्याति से बहुत अधिक बढ़ गई है तथापि अग्ने लिए अन्तराष्ट्रीय ख्याति प्राप्त करने तथा अपने अद्भुत वैज्ञानिक सिद्धान्तों और अन्वेषणों द्वारा अपनी मातृभूमि का मस्तक उन्नत करने का गौरव सब से पहिले विज्ञानाचार्य बसु ही को

आयनों का ऋणाणु उपक्रम

ऋणाणु-गठन	समूह		ऋणाणु उपक्रम	समूह			
	६ ख	७ ख		१ क	२ क	३ क	४ क
निश्चेष्ट गैस [बाह्यतमपरिधि पर ८ऋणाणु]							
He	H ⁻		२	Li ⁺	Be ²⁺		
Ne	O ⁻²	F ⁻	३, ८	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ⁺	
A	S ⁻²	Cl ⁻	२, ८, ८	K ⁺	Ca ²⁺	Sc ³⁺	Ti ⁴⁺
Kr	Se ⁻²	Br ⁻	२, ८, १८, ८	Rb ⁺	Sr ²⁺	Y ³⁺	Zr ⁴⁺
Xe	Ta ⁻²	I ⁻	२, ८, १८, १८, ८	Cs ⁺	Ba ²⁺	La ³⁺	
Rn	Po ⁻²	85 ⁻	२, ८, १८, ३२, १८, ८	87 ⁺	Ra ²⁺	Ac ³⁺	Th ⁴⁺

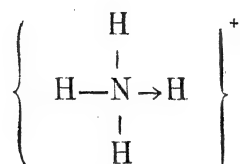
धनात्मक आयनों जो प्रथम चार समूहों में पायी जाती हैं उनकी गठन ऊपर की तालिका से स्पष्ट है। कुछ आयनों ऐसी हैं जिनकी बाह्यतम परिधि पर १८ ऋणाणु हैं, और कुछ ऐसी भी हैं जिनकी बाहरी परिधियों पर (१८, २) ऋणाणु है। ये आयनों परिवर्तन-श्रेणियों के तत्वों की हैं। नीचे की तालिका से यह बात स्पष्ट हो जायगी।

ऋणाणु गठन	ऋणाणु उपक्रम	समूह			
		१ ख	२ ख	३ ख	४ ख
[बाहरी परिधि पर १८ ऋणाणु					
Ni ⁰ या Cu ⁺	२, ८, १८	Cu ⁺	Zn ²⁺	Ga	
Pd ⁰ या Ag ⁺	२, ८, १८, १८	Ag ⁺	Cd ⁺	In ³⁺	Si ⁴⁺
Pt ⁰ या Au ⁺	२, ८, १८, ३२, १८	Au ⁺	Hg ⁺	Tl ³⁺	Pb ⁴⁺
[बाहरी परिधियों पर १८ + २ ऋणाणु					
Zr ⁰	२, ८, १८, २			Ga ³⁺	Ge ⁴⁺
Cd ⁰	२, ८, १८, १८, २			In ³⁺	Sn ⁴⁺
Hg ⁰	२, ८, १८, ३२, १८, २			Tl ³⁺	Pb ⁴⁺

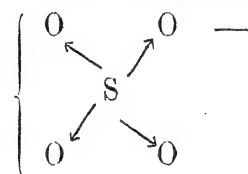
वैज्ञानिक प्रवृत्ति को और भी अधिक प्रेरणा मिली। इसी प्रेरणा के बल में अपने आविष्कार करने में सफल हुआ। भारतीय कारीगरों के विश्वकर्मा की पूजा के ढंग और विश्वकर्मा की मूर्ति को देखकर मेरे हृदय पर और भी अधिक प्रभाव पड़ा।” अस्तु बाल्यकाल ही से जगदीशचन्द्र की प्रवृत्ति विज्ञान और आविष्कार की ओर हो गई। उनके पिता ने अपने होनहार पुत्र की इस प्रवृत्ति को और भी अधिक पुष्ट बनाया।

बालक जगदीश का लालन पालन बड़ी सावधानी और योग्यतापूर्वक किया गया। उसके संस्कारों को श्रेष्ठ बनाने का पूरा पूरा ध्यान रखा गया। सदैव इस बात का प्रयत्न किया गया कि उसका भविष्य जीवन उज्ज्वल और यशस्वी हो। उस समय आधुनिक शिक्षा पद्धति अपने शैशव काल ही में थी। सर्व साधारण यह भली भाँति निश्चय न कर पाये थे कि बच्चों के लिये नवीन पाश्चात्य शिक्षा हितकर होगी अथवा पुराने ढंग की पाठशालाओं में दी जाने वाली शिक्षा। उस समय बाबू भगवानचन्द्र फरीदपुर ज़िले में सब डिवीज़नल आफिसर थे। उच्च सरकारी पद पर होते हुए भी उन्होंने बालक जगदीश को अंग्रेज़ी स्कूल में न भेजकर देहाती पाठशाला ही में भेजना उचित समझा। इस शिक्षा का बालक जगदीश पर जो कुछ प्रभाव पड़ा उस सम्बन्ध में उन्होंने स्वयं लिखा है:— $\times \times \times$ “मैं ग्रामीण पाठशाला ही में भेजा गया। यहाँ मुझे किसान और मछुओं के बच्चों के साथ पढ़ने और रहने का अवसर प्राप्त हुआ। यह लड़के मुझे जङ्गलों में घूमने, जिसके पशुओं, नदियों के अगाध जल और कीचड़ में धँसे रहने वाले

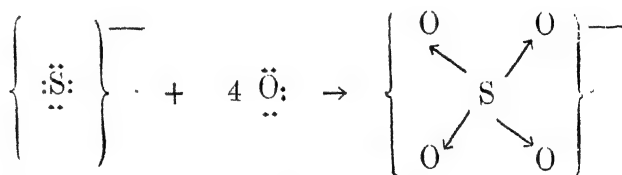
इस क्रिया में नाइट्रोजन दाता (donor) है, और हाइड्रोजन ग्रहीता (acceptor) है। दान की दिशा को तीर के चिह्न (\rightarrow) से भी सूचित कर सकते हैं—



सर्वग संयोज्यता को शर चिह्न (\rightarrow) से संयुक्त करके सल्फेट आयन (SO_4^{--}) को निम्न प्रकार चित्रित करेंगे।



इसमें गन्धक का परमाणु दाता और ऑक्सीजन के परमाणु ग्रहीता थे। गन्धक की बाहरी परिधि में ६ ऋणाणु हैं। सोडियम सल्फेट के समान यौगिक बनने पर इसे दो ऋणाणु सोडियम के आयन बनने पर मिले। इस प्रकार गन्धक की बाहरी परिधि पर कुल ८ ऋणाणुओं से बने ४ युग्म हो गए—



ऑक्सीजन की बाहरी परिधि पर ६ ऋणाणु हैं, जिनसे ३ युग्म बनते हैं। गन्धक के ४ युग्म ४ ऑक्सीजन परमाणु के बीच में बँट कर इस प्रकार सल्फेट आयन बन जाती है।

सर्वग संयोज्य संख्या (Coordination Number)—रसायन में हमें अनेक प्रकार के संकीर्ण यौगिक (complex compounds) मिलते हैं। इनकी गठन को समझने के लिए सर्वग संयोज्य संख्याओं की कल्पना की गयी है। तत्त्वों की अधिकतम सर्वग संयोज्य संख्याएँ निम्न प्रकार हैं।

सम्पत्ता और आदर्शों का गट पट्टा । इसका परिणाम भी मनोवाञ्छित ही हुआ । मेरे हृदय में सब लोगों के प्रति ऐक्य भाव का प्रादुर्भाव हुआ ।'

पाठशाला की प्रारम्भिक शिक्षा समाप्त करने के पश्चात् उच्च शिक्षा प्राप्त कराने के लिए उन्हें कलकत्ते के मेण्ट जेवियर स्कूल में दाखिल कराया गया । स्कूल-शिक्षा समाप्त करने के बाद उन्होंने बी० ए० की परीक्षा भी इसी कालेज में पास की । इस कालेज में जगदीशचन्द्र को सुप्रसिद्ध शिक्षाविद् और वैज्ञानिक फादर लेफान्ट के सम्पर्क में रहने का सुअवसर प्राप्त हुआ । फादर लेफान्ट ने भारत में विज्ञान के प्रचार और प्रसार में डा० महेन्द्रलाल सरकार की भी यथेष्ट सहायता की थी । फादर लेफान्ट के सम्पर्क में आने से बसु महोदय को भौतिक विज्ञान में विशेष अभिरुचि हो गई । अपने गुरु ही के सदृश्य आप भी भौतिक विज्ञान के रोचक और आकर्षक प्रयोगों का प्रदर्शन करने में विशेष पटु हो गये और आगे चलकर अपने इसी गुण से अपने महत्वपूर्ण भाषणों के दौरान में प्रायोगिक प्रदर्शनों द्वारा अपने श्रोताओं को मंत्र मुग्ध कर देते थे ।

इंग्लैंड में अध्ययन

अस्तु । बी० ए० पास करने के बाद आपने इंग्लैंड जाकर अध्ययन करने की इच्छा प्रकट की । उन दिनों के अन्य उच्च शिक्षा प्राप्त करने वाले नवयुवकों ही की भाँति आप भी विलायत जाकर सिविल सर्विस की परीक्षा में बैठने के उत्सुक थे । परन्तु आपके पिता ने स्वयं सुयोग्य शासक होने हुए भी युवक जगदीश के लिए शासन क्षेत्र उपयुक्त न

समझा। वह अपने पुत्र की स्वभाविक प्रवृत्ति को भली भाँति जानते थे। उन्हें यह समझने देर न लगी कि युवक जगदीश अधिकार लालसा के ऊँची भुलावे ही में पड़कर ऐसा करने की इच्छा प्रकट कर रहा है। उन्होंने अपने पुत्र से कहा कि तुम्हारा जन्म अपने आप पर शासन करने के लिए हुआ है दूसरों पर शासन करने के लिए नहीं। तुम शासक होने के लिए नहीं बल्कि विद्वान् होने के लिए अधिक उपयुक्त हो।

अन्त में बहुत ज़िद करने पर इन्हें इंग्लैंड तो भेज दिया गया, लेकिन सिविल सर्विस परीक्षा के लिए नहीं बल्कि विज्ञान के अध्ययन के लिए। कहा जाता है कि शिक्षा प्राप्त करने के लिए इन्हें इंग्लैंड भेजने को रुपये का प्रबन्ध करने के लिए इनकी माता ने अपने समस्त बहुमूल्य आभूषण बेच डाले थे। इनके पिता अपना अधिकांश धन देशी उद्योग धन्धों को प्रोत्साहन देने और औद्योगिक स्कूलों की स्थापना और संचालन के प्रयत्नों में पहले ही गवाँ चुके थे।

इंग्लैंड पहुँचकर बसु महोदय ने ऑपधि विज्ञान (मेडीसिन) का अध्ययन करने का निश्चय किया। लन्दन मेडिकल कालेज में अपना नाम लिखवा लिया। वहाँ भौतिक और रसायन विज्ञान तो आप के पूर्व पठित ही थे, हाँ शरीर विज्ञान में अवश्य ही आपको कुछ अधिक परिश्रम करना पड़ता था। चीर फाड़ के कमरे की दुर्गन्ध से आपका जी बहुत खराता था और कभी कभी तो वहाँ काम करना भी कठिन हो जाता था। इधर इंग्लैंड जाने के पूर्व आसाम में कुछ समय रहने पर मलेरिया बुखार ने भी आपको अपना शिकार बना लिया था। इंग्लैंड

पहुँचकर भी आपका मलेरिया से पिड़ न छूटा और मेडिकल कालेज में अध्ययन करने समय आप जल्दी जल्दी बीमार पड़ने लगे। इस बीमारी से आपकी पढ़ाई में बहुत बाधा पड़ी और अन्त में मजबूर होकर डाक्यूरी की पढ़ाई को तिलाञ्जलि देनी पड़ी।

मेडिकल कालेज से अलग होकर आपने विशुद्ध विज्ञान के अध्ययन का निश्चय किया और केम्ब्रिज विश्वविद्यालय में नाम लिखाया। यद्यपि आप भारत में बी० ए० की परीक्षा पास करके गये थे परन्तु वहाँ उसे विशेष महत्व न दिया गया और आपको अध्ययन करने के बाद फिर से बी० ए० की परीक्षा में सम्मिलित होना पड़ा। १८८४ ई० में आपने रसायन और वनस्त्र विज्ञान में यह परीक्षा सम्मानपूर्वक पास की। परीक्षा में अच्छा स्थान प्राप्त करने के उपलक्ष्य में आपको प्रकृति विज्ञान का विशेष अध्ययन करने के लिए एक छात्रवृत्ति भी प्रदान की गई। अगले वर्ष आपने लन्दन विश्वविद्यालय से बी० एस-सी० की परीक्षा पास की। लन्दन और केम्ब्रिज में आपको लार्ड रैले, लिबींग, माइकेल फोस्टर, फ्रांसिस डार्विन, डेवार और वाइन्स सरीखे विज्ञान के प्रकाण्ड-परिणत विज्ञान पढ़ाने के लिए मिले। यह सभी प्रोफेसर आपकी प्रतिभा पर मुग्ध रहने थे और इंग्लैंड से भारत लौट आने पर भी आपको न भूल सके। आगे चलकर जब बसु महोदय आपने नवीन अन्वेषणों को लेकर फिर इंग्लैंड गये तो इन सभी ने आपकी विशेष सहायता की।

वास्तव में बसु महोदय ने इंग्लैंड में रहकर केवल परीक्षा पास करना ही अपना उद्देश्य नहीं बताया। आपने उस समय के प्रसिद्ध

वैज्ञानिकों के अधिक से अधिक सम्पर्क में आने की चेष्टा की और उनके साथ रहकर उनकी कार्य प्रणाली का भी सूक्ष्म निरीक्षण किया। इसमें आपकी वैज्ञानिक अनुशीलन की स्वाभाविक प्रवृत्ति और भी बलवती होगई। इंग्लैंड के प्रसिद्ध वैज्ञानिक लार्ड रैले की अध्यक्षता में काम करके आपने बहुत कुछ सीखा। वास्तव में उस समय किसी ने यह सोचा भी न था कि यही विद्यार्थी जगदीश, आगे चलकर जीव रहस्य का उद्घाटन करके नवीन ज्ञान के प्रकाश से संसार को चकित कर देगा।

प्रेसिडेंसी कालिज में प्रोफेसर

इंग्लैंड से अपनी शिक्षा समाप्त करके जब आप १८८५ ई० में स्वदेश लौटे। उस समय आपकी आयु २५ वर्ष की थी। विलायत से विदा होते समय वहाँ के एक प्रसिद्ध प्रोफेसर मि० फासेट ने आप को भारत के तत्कालीन वाइसराय लार्ड रिपन के नाम एक परिचयपत्र भी दे दिया था। अतएव भारत आने पर कुछ ही दिनों के बाद १८८५ ई० में आप प्रेसिडेंसी कालेज में भौतिक विज्ञान के प्रोफेसर नियुक्त कर दिये गये।

सत्याग्रह

उन दिनों शिक्षा संस्थाओं में भी काले और गोरे की भेदनीति बर्तों जाती थी। आप भी इस भेदनीति के शिकार हुए। परन्तु आपने अत्यन्त दृढ़ता और निर्भीकता के साथ इस भेदनीति का एक सच्चे सत्याग्रही की भाँति विरोध किया और अन्त में नाना प्रकार के कष्ट

केलने के बाद विजयी हुए। जिस समय बसु महोदय प्रोफेसर नियुक्त हुए थे, शिक्षा विभाग ने नियम बना रक्खा था कि बड़े से बड़े भारतीय को केवल काले भारतीय होने के नाते, अंग्रेज़ प्रोफेसर के वेतन का दो तिहाई भाग दिया जाय। जगदीशचन्द्र की नियुक्ति स्थायी न होने के कारण उन्हें इस दो तिहाई का भी आधा ही भाग देना निश्चित किया गया। इससे युवक जगदीश के आत्मसम्मान और स्वदेशाभिमान को बड़ा धक्का लगा। इस अनुचित और असमान बर्ताव के प्रति विरोध प्रकट करने के लिए आपने निश्चय किया कि जब तक पूरा पूरा वेतन न मिलेगा आप वेतन का एक भी पैसा ग्रहण न करेंगे। लगातार तीन वर्ष आप वेतन की चेक शिक्षाविभाग को लौटाते रहे। तीन वर्ष के उपरान्त शिक्षा विभाग के डायरेक्टर और कालेज के प्रिंसिपल को आपकी योग्यता और प्रतिभा का कायल होकर आपको स्थायी पद पर नियुक्त करना पड़ा और पिछले तीन वर्षों का भी पूरा पूरा वेतन देना पड़ा।

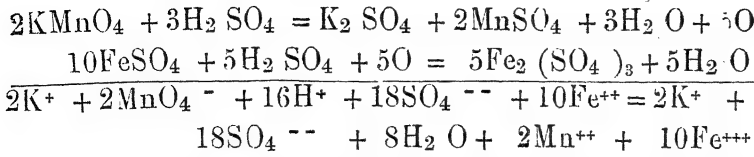
इसी बीच में १८८७ ई० में आपने श्री दुर्गामोहन दास की द्वितीय पुत्री से विवाह भी कर लिया था। सुशील और सुयोग्य नवविवाहिता पत्नी ने आपके 'सत्याग्रह' के दिनों में बड़ी सहायता की। उन दिनों नवदम्पति को जिन मुसीबतों का सामना करना पड़ा उन्हें भुक्त भोगी ही समझ सकते हैं। आर्थिक कठिनाइयों के कारण श्री बसु ने कलकत्ते में मकान न लेकर, नदी के उस पार चन्द्रनगर में एक सस्ता सा मकान किराये पर लिया। वहाँ से वह स्वयं एक छोटी सी नाव खे कर नदी पार कर कलकत्ते आते थे और नाव को उनकी पत्नी श्रीमती अबला

बसु वास खे ले जाया करती थीं। दो तीन वर्ष तक यही क्रम रहा। इसके बाद १८६० के शुरू में आपने अपने एक सम्बन्धी डा० एम०-एम० बसु के साथ मडुवा बाज़ार में रहने का प्रबन्ध कर लिया।

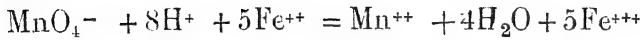
आर्थिक कठिनाइयों के साथ ही साथ उन्हीं दिनों आप को अपने कालिज में प्रयोगशाला सम्बन्धी कठिनाइयों का भी सामना करना पड़ा। कालिज में एक अच्छी प्रयोगशाला के अभाव में आपको अपनी निज की प्रयोगशाला का बंदोबस्त करना पड़ा। शुरू में कालिज अधिकारियों ने आपकी प्रयोगशाला सम्बन्धी सर्वथा उचित मांग पर भी कोई ध्यान न दिया। परन्तु इन कठिनाइयों ने आपकी वैज्ञानिक अनुसन्धान की प्रवृत्ति को और भी अधिक प्रोत्साहन दिया। आर्थिक कठिनाइयों की परवाह न करते हुए, अपनी ज़रूरत लायक स्वयं अपने घर पर एक प्रयोगशाला तैयार की और उसी में अनुसन्धान कार्य का सञ्चालन किया। बाद में कालिज अधिकारियों ने भी एक साधारण प्रयोगशाला का बंदोबस्त किया। और इस काम में शिक्षा विभाग को लगभग दस वर्ष लग गये।

इन दिनों आपने फोटोग्राफी और साउन्ड रेकार्डिंग * (संगीत एवं बोल-चाल के रेकार्ड तैयार करने में) विशेष अभिरुचि ली। अपने मडुवा बाज़ार के निवास-स्थान में, सामने के सहन में, घास के मैदान पर फोटो खींचने के लिए एक स्टूडियो तैयार किया। छुट्टियों में फोटो खींचने के लिए आप आस-पास के देहातों और अन्य ऐतिहासिक स्थानों की यात्रायें करने। इसी बीच में प्रेसीडेंसी कालिज में एडिसन

* Sound Recording

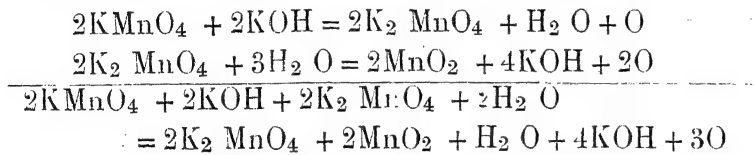


दोनों ओर से समान आयनों को निकाल देने पर और २ से भाग देने पर—



(च) शिथिल या क्षारीय विलयन में पोटैसियम परमैंगनेट से मैंगनीज़ द्विऑक्साइड बनता है। इस प्रतिक्रिया में पोटैसियम परमैंगनेट त्रिसंयोज्य उपचायक है।

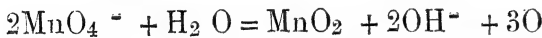
ऐसा समझा जा सकता है कि मैंगनीज़ की (+७) संयोज्यता अपचित होकर (+४) हो गयी है। इस प्रकार यह त्रिसंयोज्य उपचायक है। क्षार की विद्यमानता में परमैंगनेट से पहले मैंगनेट (K_2MnO_4) बनता है—



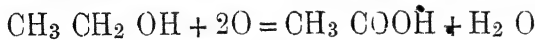
दोनों ओर से K_2MnO_4 , KOH और H_2O निकाल देने से—



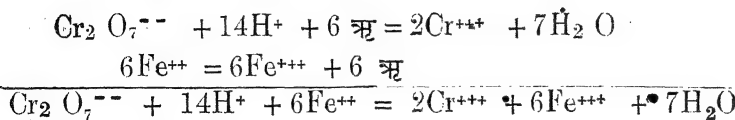
समीकरण में से समान आयन निकाल देने से—



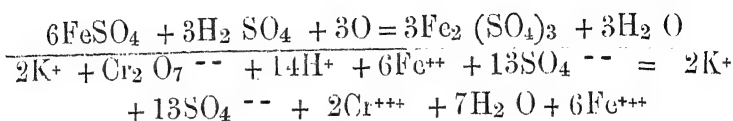
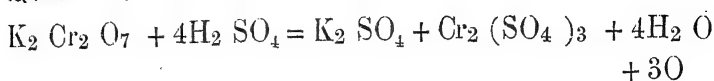
उदाहरणतः क्षारीय विलयन में पोटैसियम परमैंगनेट से एथिल एलकोहल के उपचयन से ऐसीटिक एसिड मिलेगा—



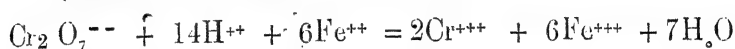
(छ) पोटैसियम द्विक्रोमेट, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, षड्संयोज्य उपचायक है, जैसा कि निम्न समीकरण से स्पष्ट होगा—



इस प्रतिक्रिया के आधार पर विलयन में फेरस सल्फेट का पोटैसियम दिक्रोमेट से इस प्रकार उपचयन होता है—



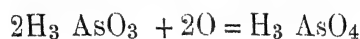
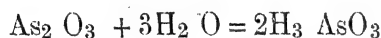
दोनों ओर से समान आयन निकाल देने पर—



आर्सेनियस ऑक्साइड, $\text{As}_2 \text{O}_3$, द्वारा अपचयन—आर्सेनियस ऑक्साइड में आर्सेनिक की संयोज्यता धनात्मक ३ है। पानी में घोलने पर यह आर्सेनाइट आयन, AsO_3^{--} देता है। यह अपचायक रस है, और अपचयन प्रतिक्रियाओं में आर्सेनाइट आयन उपचित होकर आर्सेनैट, AsO_4^{--} आयन बन जाता है, जिसमें आर्सेनिक की संयोज्यता धनात्मक ५ है। अतः प्रति आर्सेनिक परमाणु की संयोज्यता + २ बढ़ जाती है। आर्सेनियस ऑक्साइड में दो आर्सेनिक परमाणु हैं। अतः इस ऑक्साइड के प्रत्येक अणु की धनात्मक संयोज्यता ४ बढ़ जाती है। अतः यह ऑक्साइड चतुःसंयोज्य अपचायक है—



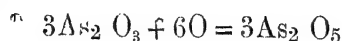
अथवा—



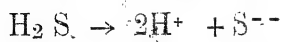
स्पष्ट है कि



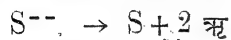
क्योंकि दिक्रोमेट के २ अणु में से ६ ऑक्सीजन परमाणु उपचयन के लिए मिलेंगे, और ये ६ ऑक्सीजन परमाणु ३ अणु $\text{As}_2 \text{O}_3$ का उपचयन करेंगे—



हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा अपचयन—हाइड्रोजन सल्फाइड में गन्धक की संयोज्यता ऋणात्मक २ है (S^{--})—

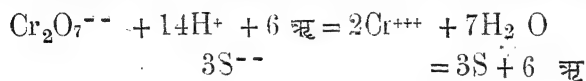


यह सल्फाइड जब अपचयन करता है, तो गन्धक अवक्षिप्त हो जाता है, जिस पर कोई आवेश नहीं है—

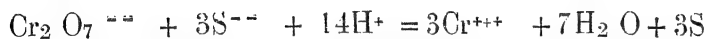


अतः इस अवक्षेप में गन्धक की संयोज्यता शून्य है। अतः अपचयन की प्रतिक्रिया में २ का अन्तर हुआ। अतः हाइड्रोजन सल्फाइड द्विसंयोज्य अपचायक है।

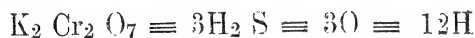
अब दिक्रोमेट से यदि इसकी प्रतिक्रिया हो तो निम्न सम्बन्ध रहेगा—



अतः



अर्थात् दिक्रोमेट का एक अणु ३ हाइड्रोजन सल्फाइड के अणुओं का उपचयन करेगा—



प्रश्न

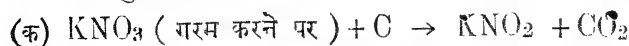
१ उपचयन और अपचयन किसे कहते हैं? दोनों के उदाहरण दो।

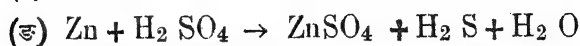
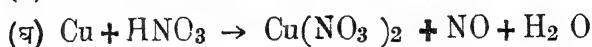
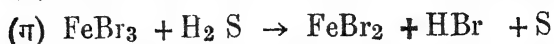
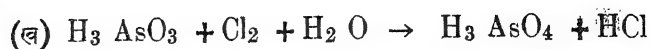
२ कुछ उपचायक और अपचायक रसों के नाम बताओ और वे किस प्रकार उपचयन और अपचयन करते हैं यह स्पष्ट करो।

३ क्या ये वाक्य ठीक हैं—उपचयन में धनात्मक संयोज्यता बढ़ती और ऋणात्मक संयोज्यता घटती है; अपचयन में इसका उल्टा होता है?

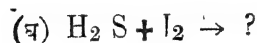
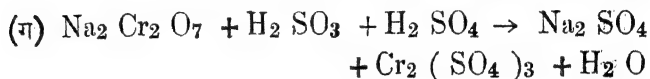
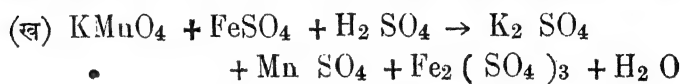
४ ऋणाणु सिद्धान्त के आधार पर उपचयन और अपचयन की व्याख्या करो।

५ ऋणाणु विधि के आधार पर निम्न समीकरणों की पूर्ति करो—





६. आयनिक पद्धति पर निम्न प्रतिक्रियाओं की पूर्ति करो—



अध्याय ७

धातु और धातुकर्म

[Metals and Metallurgy]

धातुओं का हमारा ज्ञान बहुत पुराना है। यजुर्वेद के एक मंत्र (१८।१३) में हिरण्य (सोना), अयस् (काँसा), श्याम (ताँबा), लोह (लोहा), सीस (सीसा), त्रपु (रांगा या टीन), इन धातुओं का उल्लेख आया है^१। छान्दोग्य उपनिषद् में भी सुवर्ण, रजत, त्रपु, सीस और लोह का वर्णन है^२। कौटिलीय अर्थशास्त्र में रूप्य (चाँदी), ताम्र या शुल्ब (ताँबा), सीस, त्रपु, एवं वैकुन्तक (इस्पाती लोहा), आरकूट, वृत्त, कंस और ताल लोहों का और सुवर्ण (सोने) का विशेष वर्णन है। धातुओं को खान में से निकालने की विधियाँ भी दी हैं। ईसाइयों के पुराने टेस्टामेंट में छः धातुओं—सोना, चाँदी, ताँबा, लोहा, त्रपु और सीसा—का उल्लेख आता है। संभवतः यूनानियों के समय से पारे को भी धातुओं की श्रेणी में सम्मिलित किया जाने लगा। १५ वीं शताब्दी में बेसिलियस वेलण्टाइन (Basilius Valentine) ने एण्टीमनी धातु का आविष्कार किया, और उसने यशद (जिंक) और बिसमथ का भी कुछ उल्लेख किया। १७३०-४० में स्वेडिश व्यक्ति ब्राण्ड (Swede Brand) ने आर्सेनिक और कोबल्ट की खोज की और दोनों को धातु की श्रेणी में रक्खा। लगभग इसी समय वार्ड (Ward) को प्लैटिनम का पता लगा। १७७४ में क्रोन्स्टेड (Cronstedt) ने निकेल की और शीले (Scheele) ने मैंगनीज़ की खोज की। डि-एल्ह्यूजर्ट (D'Elhujart) नाम के दो भाइयों ने १७८३ में टंगस्टन तैयार किया; १७८२ में जेल्म (Hjelm) ने मॉलिबडीनम ऑक्साइड से मॉलिबडीनम धातु प्राप्त की। क्लेपरोथ (Klaproth) ने

१ हिरण्यं च मे अयश्च मे श्यामं च मे लोहं च मे सीसं च मे त्रपु च मे यज्ञेन कल्पताम् (यजु० १८।१३)

२ लवणेन सुवर्णं संदध्यात्, सुवर्णेन रजतं, रजतेन त्रपु, त्रपुणा सीसेन लोहं, लोहेन दारु, दारु चर्मणा। (छान्दोग्य ४।१।७)

१७८६ में भ्रम से यूरेनियम ऑक्साइड को ही यूरेनियम धातु समझा। सन् १८४१ में पेलिगोट (Peligot) ने सबसे पहले शुद्ध यूरेनियम धातु प्राप्त की। म्यूलर वान राइशनबाख (Muller von Reichenbach) ने १७८२ में टाइटेनियम, १७६७ में वौकेलिन (Vauquelin) ने क्रोमियम ; हैचट (Hatchett) ने १८०१ में टाइटेनियम, और प्लैटिनम खनिजों से १८०३ में वुलेस्टन (Wollaston) ने पैलेडियम और रोडियम धातुएँ प्राप्त कीं।

सन् १८०७ में डेवी (Davy) ने सोडियम और पोटैशियम धातुओं को विद्युत् विच्छेदन की विधियों से तैयार किया। १८२८ में वूह्लर (Wohler) ने ऐल्यूमीनियम धातु की, और १८२३ में बूसी (Bussy) ने मैगनीशियम धातु की खोज की। १८१८ में स्ट्रोमेयर (Stromeyer) ने कैडमियम धातु को पृथक् किया।

सन् १८६१ में बुन्सन और करशाफ (Bunsen and Kirchhoff) ने वर्णानुक्रम-विश्लेषण (spectrum analysis) की नींव डाली और सीज़ियम और रूबीडियम नाम की दो धातुओं का पता लगाया। क्रूक्स ने १८६१ में थैलियम की, राइश (Reich) और रिक्टर (Richter) ने १८६३ में इरिडियम की, और लीकोक डि बॉयबोड्रॉ (Lecoq de Boisbaudran) ने १८७५ में गैलियम की इसी वर्णानुक्रम विश्लेषण की पद्धति से खोज की। रॉस्को (Roscoe) ने १८६७ में वैनेडियम धातु प्राप्त की।

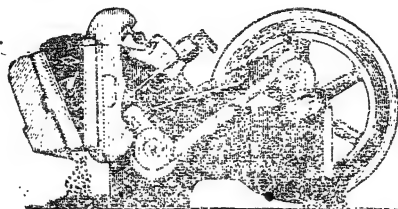
कच्ची धातु या अयस्क (Ore)—सभी धातुएँ शुद्ध रूप में खानों में नहीं पायी जाती हैं। प्रकृति में ये बहुधा ऑक्सीजन, कार्बन, गन्धक, फॉस्फोरस, सिलिकन आदि तत्वों से संयुक्त मिलती हैं। धातुओं के इन यौगिकों या मिश्रणों को जिनका उपयोग शुद्ध धातु बनाने में किया जाता है, कच्ची धातु या अयस्क (ore) कहते हैं। संस्कृत में अयस् शब्द धातु-मात्र के लिये प्रयुक्त होता है, और जिन पदार्थों से धातुएँ निकाली जा सकें उन्हें अयस्क कहते हैं।

ये अयस्क चार विभागों में विभाजित किए जा सकते हैं—

(१) वे अयस्क जिनमें मूल्यवान धातुएँ शुद्ध तत्वरूप में थोड़ी बहुत मात्रा में विद्यमान रहती हैं। जैसे सोने की स्वर्णभर अवसाद (auriferous deposit), या प्लैटिनम धातु वाले अयस्क।

(२) ऑक्सीकृत अयस्क (Oxidised ores)—इन अयस्कों में

धातुएँ ऑक्सीजन से संयुक्त रहती हैं। इस वर्ग में (क) ऑक्साइड अयस्क (जैसे लोहे, ताँवे, यशद, पारे आदि के); (ख) जलीयित (hydrated) ऑक्साइड (ताँवे, मैंगनीज आदि के); (ग) कार्बोनेट (ताँवे, सीसे, मैंगनीज के); (घ) सिलिकेट (ताँवे, जस्ते, निकेल के); (ङ) फॉस्फेट (जैसे सीस के) भी सम्मिलित हैं।



चित्र ३४—अश्म-भंजक

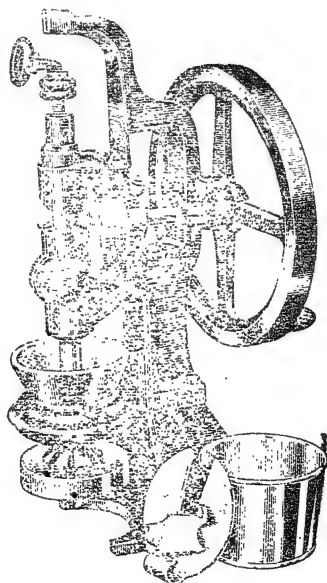
(३) गन्धकयुक्त अयस्क और आर्सेनिक युक्त अयस्क—

जैसे, ताम्र, सीस, पारद या लोह के माब्रिक (pyrites),

निकेल का अयस्क (कुफर निकेल, जो निकेल का आर्सेनाइड है।)

(४) हैलॉयड अयस्क (Hal-oid ores)—इस वर्ग में वे अयस्क

हैं, जिनमें धातुएँ क्लोरीन, फ्लोरीन आदि हैलोजन तत्वों से संयुक्त रहती हैं, जैसे हॉर्न-सिलवर ($AgCl$), कार्नेलाइट ($Mg-K$ -क्लोराइड), क्रायोलाइट ($Al-Na$ -फ्लोराइड), फ्लोरस्पर (CaF_2) आदि।



चित्र ३५—पत्थरों को महीन करने वाली मशीन

प्रारम्भिक प्रतिक्रियायें—भूमि अथवा पहाड़ों की चट्टानों और शिलाओं के बीच में अयस्क या खनिज के पिंड दबे हुए मिलते हैं। इस पिंड के साथ बहुधा कुछ ऐसा भी पिंड मिला होता है जिसे त्याज्य या गैंग (Gangue) कहते हैं। यह पिंड काट कर या तोड़ कर अलग कर दिया जाता है। यह अयस्क का अनावश्यक भाग है।

त्याज्य अंश को निकाल कर अयस्क का जो भाग बचा, वह बहुधा

बड़े बड़े ढाँकों (lump) के रूप में होता है। इन्हें पेबली यंत्रों (grinding mills) में पीस कर बारीक किया जाता है। पुरानी विधियों में यह कार्य हाथ से चलायी जाने वाली चक्कियों में होता था, पर अब बिजली से चलने वाले भञ्जकों (breakers) द्वारा यह काम संपादित होता है। यहाँ चित्र ३४ में एक अश्मभञ्जक (stone breaker) दिखाया गया है।

अयस्क परिवेषण (Ore dressing)—खान में से निकले हुए अयस्क को ज्यों का त्यों धातु-निष्कर्षण (metal extraction) के काम में नहीं ला सकते। इसके साथ कुछ प्रारम्भिक क्रियायें करनी पड़ती हैं, जिनके हो जाने के बाद अयस्क इस योग्य बनता है कि अब इससे धातु निकाली जाय। इन प्रारम्भिक क्रियाओं को अयस्क-परिवेषण कहते हैं।

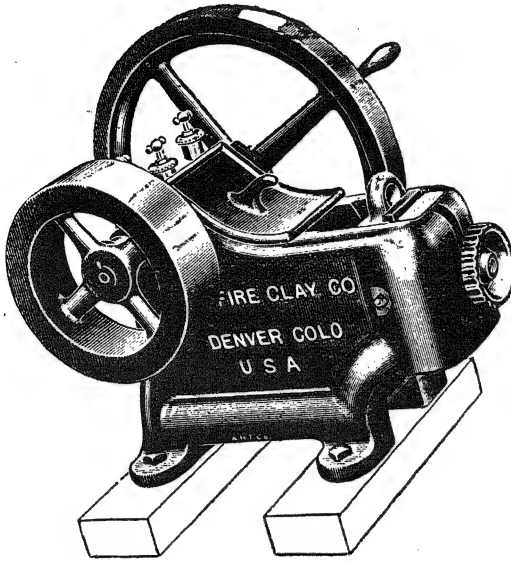
अयस्क परिवेषण के अन्तर्गत पाँच प्रकार की क्रियायें हैं। यह आवश्यक नहीं है कि प्रत्येक अयस्क के साथ परिवेषण की ये पाँचों प्रकार की क्रियायें की जायँ।

(१) हस्त चयन (Hand picking)—हथौड़े से अयस्क के पिंड तोड़े जाते हैं, और टुकड़ों में से शुद्ध अयस्क हाथ से चुन लेते हैं। अनावश्यक टुकड़ों को बीन और चुन कर अलग कर देते हैं।

(२) गुरुत्व पृथक्करण (Gravity separation)—धातुओं के शुद्ध अयस्क अन्य त्याज्य भागों की अपेक्षा भारी होते हैं। जिस प्रकार सूप से दाल और भूसी अलग की जा सकती है, उसी प्रकार केन्द्रापसारी पृथक्करों (centrifugal separator) द्वारा संचालित करके अयस्क के हलके पिंड भारी पिंडों से पृथक् कर दिए जाते हैं। कभी-कभी पानी के साथ खदबदा करके भारी और हलके पिंड अलग-अलग तहों में पृथक् कर लिए जाते हैं। भारी पिंड नीचे की तह में बैठते हैं, और हलके पिंड ऊपर की तहों में आ जाते हैं।

(३) चुम्बकीय पृथक्करण (Magnetic separation)—जिन अयस्कों में लोहे के अंश होते हैं, उनका परिवेषण इस विधि से करते हैं। इस काम के लिये विद्युच्चुम्बकों (electro-magnets) का प्रयोग होता है। चमड़े या पीतल की पट्टी पर अयस्क के चूर्ण को रखते हैं। यह पट्टी यंत्र द्वारा धीरे-धीरे विद्युत्-चुम्बक के ध्रुवों के बीच में से खसकती है (चित्र ३७)।

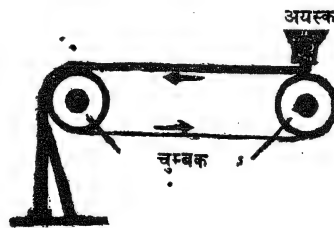
अयस्क का वह भाग जो चुम्बक के प्रति आकर्षित होता है, खिंच कर



चित्र ३६—अयस्क तोड़ने की मशीन। यह हाथ से और बिजली से चलती है।

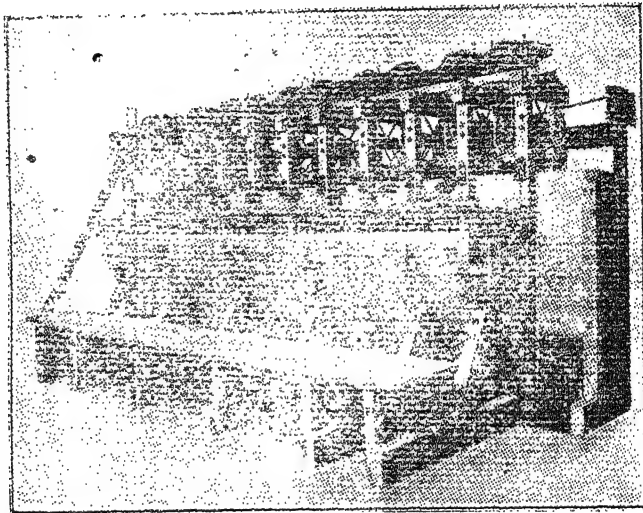
एक ओर गिरने लगता है, और अचुम्बकीय अंश दूसरी ओर गिर पड़ता है। इस प्रकार अयस्क के चुम्बकीय और अचुम्बकीय भागों का पृथक्करण हो जाता है।

(४) स्थिर-वैद्युत सान्द्रिकरण विधि (Electrostatic concentration method)—इस विधि में विद्युत् आवेश से युक्त पृष्ठ का उपयोग करते हैं। धातु वाले अंशों पर विद्युत् आवेश शीघ्र उत्पन्न हो जाता है, और अधातु अंश दूसरे स्थान पर पृथक् हो जाते हैं। प्रबल विद्युत् क्षेत्र का प्रयोग इस विधि में करते हैं। अयस्क को अभिनत पृष्ठों (inclined plane) पर रखते हैं। ये पृष्ठ विद्युत् क्षेत्र में धीरे-धीरे चक्कर लगाते हैं।



चित्र ३७—चुम्बकीय पृथक्करण

(५) उत्प्लावन या फेन विधि (Flotation process)—अयस्क को महीन पीस लेते हैं, और फिर इसे पानी में छोड़ते हैं। पानी में तारपीन का तेल या क्रैसिलिक (cresylic) ऐसिड थोड़ी सी मात्रा में मिला देते हैं। अब पानी के भीतर जोरों से हवा धोंकी जाती है। ऐसा करने पर बहुत सा झाग या फेन उठता है। पृष्ठ तनाव (surface tension) के बलों के



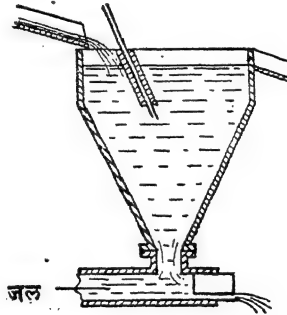
चित्र ३८—फेन उत्प्लावन विधि

द्वारा अयस्क के धातु कण खिंच कर फेन के साथ ऊपर उठ आते हैं, और पथरीला भाग नीचे बैठ जाता है। यशद और सीस के सल्फाइडों को इस प्रकार अयस्क से पृथक् करते हैं। यहां चित्र-३८ में फेन उत्प्लावन यंत्र दिया गया है।

जल के साथ धोना—पिसा हुआ अयस्क चूर्ण को जब पानी के साथ खदबदाया जाता है, तो भारी कण नीचे बैठ जाते हैं। अगर इस चूर्ण को पानी के प्रवाह के संसर्ग में लावें, तो हलके कण प्रवाह के साथ बहने लगेंगे और भारी कण पीछे रह जावेंगे।

अयस्क के मोटे चूरे को जिग (jig) नामक यंत्रों में धोया जाता है। जिग एक प्रकार के ऐसे सन्दूक होते हैं, जिनके पेंदे जाली के बने होते हैं। ये सन्दूक पानी में लटकते होते हैं, और यंत्र द्वारा पानी के भीतर ऊपर नीचे चलाए जाते हैं। ऐसा करने पर भारी कण नीचे की ओर बैठने लगते हैं, और हलके कण ऊपर आ जाते हैं। हलके कणों का स्तर काँछ कर अलग कर दिया जाता है।

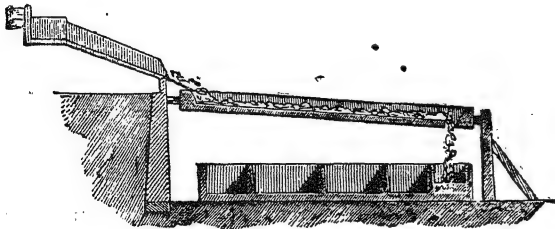
अगर अयस्क का चूरा महीन हुआ तो उन्हें हाइड्रॉलिक क्लासिफायर (hydraulic classifier) में पानी के संपर्क में लाया जाता है। एक क्लासिफायर चित्र ३६ में दिखाया गया है। पानी नीचे से ऊपर को चढ़ता है, और महीन चूरा ऊपर से नीचे को गिरता है। पानी अयस्क में के हलके भाग को बहा ले जाता है, और अयस्क का भारी भाग नीचे बैठ जाता है।



यह स्मरण रखना चाहिए कि अयस्क के भारी भाग में ही उपयोगी धातु होती है।

कभी-कभी ढालू रेकों (तख्तों) चित्र ३६—हाइड्रॉलिक क्लासिफायर पर अयस्क को पानी के साथ-साथ धोते हैं। चित्र ४० में वंग अयस्क को धोने की विधि दी है।

अयस्क का निस्तापन (Calcination)—निस्तापन विधि में अयस्क



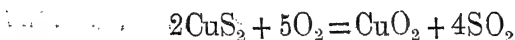
चित्र ४०—वंग अयस्कों को धोने का रिक

को जोरों से गरम किया जाता है। ऐसा करने से इसका कुछ भाग निकल जाता है। बहुधा निस्तापन में कार्बन द्विऑक्साइड निकाल कर कार्बोनेट को ऑक्साइड में परिणत करना या हाइड्रॉक्साइड को ऑक्साइड में परिणत करना होता है। चूने के पत्थर (limestone) के निस्तापन से चूना, मेगनेसाइट के निस्तापन से मेगनीशिया, या बौक्साइट के निस्तापन से निर्जल ऐल्यूमिना प्राप्त होते हैं। निस्तत (calcined) अयस्क से फिर धातु प्राप्त करने की प्रतिक्रियायें की जाती हैं।

अयस्क का जारण (Roasting)—अयस्क को कभी-कभी हवा में विशेष उद्देश्य से तपुया जाता है। इस प्रतिक्रिया को जारण कहते हैं। द्रवणांक के नीचे तक ही तापक्रम रखते हैं। जारण करते समय कभी-कभी कुछ अन्य पदार्थ भी मिला दिए जाते हैं।

निस्तापन भी एक प्रकार का जारण है, परन्तु निस्तापन का उद्देश्य केवल पानी या कार्बन द्विऑक्साइड का निकालना होता है। जारण में बहुधा अयस्क का ऑक्सीकरण होता है। जारण को हम प्रतिक्रियाओं के हिसाब से चार भागों में बाँट सकते हैं—

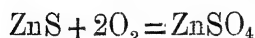
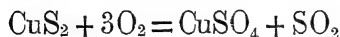
(१) **ऑक्सीकारक जारण (Oxidising roasting)**—इस जारण प्रतिक्रिया में अयस्क का ऑक्सीकरण होता है, अथवा इसका गन्धक, आर्सेनिक या एण्टीमनी निकल जाता है, और धातु का ऑक्साइड रह जाता है।



(२) **वात जारण (Blast roasting)**—खनिज में हवा के झोंके प्रवाहित किए जाते हैं, और ऐसा करने पर अयस्क का गन्धक निकल जाता है, और ऑक्साइड रह जाता है। गेलीना (लेड सल्फाइड) और ताम्र मासिक (Cu pyrites) के साथ कहीं-कहीं इस प्रकार का जारण करते हैं।

(३) **क्लोराइडकारक जारण (Chloridising roasting)**—इस विधि में अयस्क को क्लोराइड में परिणत करते हैं। अयस्क को बहुधा नमक के साथ हवा की विद्यमानता में गरम करते हैं। अगर चाँदी के किसी अयस्क में गन्धक, आर्सेनिक या एण्टीमनी हो, तो नमक मिला कर हवा में गरम करने पर उससे रजत क्लोराइड, Ag Cl , मिलेगा।

(४) सल्फेटकारक जारण (Sulphating roasting)—अगर किसी सल्फाइड अयस्क का आंशिक ऑक्सीकरण किया जाय, तो सल्फाइड से सल्फेट बनेगा—

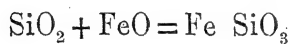


इस सल्फेट का उपयोग बाद को धातु बनाने की प्रतिक्रियाओं में किया जा सकता है। ये सल्फेट बहुधा विलेय होते हैं। पानी में इनके विलयन तैयार हो जाते हैं, और अयस्क के अविलेय अंश पृथक् हो जाते हैं।

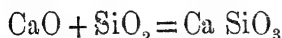
द्रावक (Flux) और गलित (Slag)—अयस्क में बहुधा मिट्टी मिली होती है, और यह आवश्यक होता है कि इसे अलग किया जाय। अयस्क में कुछ ऐसे पदार्थ इस काम के लिए मिलाए जाते हैं, जिन्हें द्रावक कहते हैं। तपाए जाने पर ये मिट्टी के साथ मिलकर शीघ्र गलने वाले यौगिक बनाते हैं। गला हुआ यह अंश बह कर अलग हो जाता है। इस अंश को गलित या स्यन्द (slag) कहते हैं।

कुछ अयस्क तो स्वतः-द्राव होते हैं, क्योंकि इनमें कुछ त्याज्य (gangue) अंश ऐसा होता है, जो गरम करने पर गल जाता है। इन अयस्कों में किसी अन्य द्रावक के मिलने की आवश्यकता नहीं होती। अलोह (nonferrous) धातुओं के अयस्कों में निम्न द्रावक मिलाए जाते हैं—लोहे के ऑक्साइड, चूने का पत्थर, बालू मिली मिट्टी (सिकतामय अयस्क), फ्लोरस्पर।

ताँबे, सीसे और चाँदी के अयस्कों में बालू होती है। इनमें जब लोह ऑक्साइड मिलाते हैं, तो शीघ्र गलनीय लोह सिलिकेट बनते हैं—



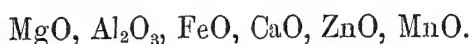
इसी प्रकार चूना मिलाने पर कैल्सियम मेटासिलिकेट बनता है जो शीघ्र गलता है—



कभी-कभी फेरस सिलिकेट और कैल्सियम सिलिकेट दोनों साथ-साथ बनाना लाभकर होता है। चूना मिला देने से गलित जल्दी नीचे के तापक्रम पर ही बन जाता है, और हलका भी होता है।

गली अवस्था में फ्लोरस्फार बहुत पतला गलित देता है। इसलिये गलितों की स्यन्दता या द्रवता बढ़ाने के लिये फ्लोरस्फार द्रावक बहुत अच्छा माना गया है। यह बेरियम और कैल्शियम सल्फेटों के साथ गलनीय यौगिक बनाता है।

गलित अधिकतर मेटासिलिकेट होते हैं। अधिकतर निम्न भस्मों से सम्बन्धित होते हैं—



भट्टियाँ या भ्राष्ट्र (Furnaces)—धातु तैयार करने का काम भ्राष्ट्र या भट्टियों में किया जाता है। हर एक काम के लिए अलग-अलग तरह की भट्टी बनानी पड़ती है। चूने के पत्थर से चूना बनाने के भट्टे से तो सभी परिचित हैं। इसी प्रकार भट्टों (kiln) का व्यवहार अनेक रासायनिक प्रक्रियाओं में होता है।

धातु विज्ञान में काम आने वाली भट्टियाँ बहुधा चार प्रकार की होती हैं—

(१) वात भट्टी (Blast furnace)—ये भट्टियाँ ऊँची मीनार की तरह बनी होती हैं। निचले भाग में गलित निकालने का मार्ग बना होता है। ऊपर धुओं (flue) के निकलने का मार्ग होता है। भट्टी के भीतर हवा धौंकने का प्रबन्ध होता है। जिन नलों या मार्गों द्वारा हवा धौंकी जाती है उन्हें टायर (tuyeres) कहते हैं। इन टायरों के ऊपर ही एक बड़ी सी मूषा (crucible) या अंगीठी (hearth) होती है। भट्टी के मुख पर एक शंकु (cone) के आकार का आवरण होता है जिस के साथ जंजीर लगी होती है, जंजीर ढीली करने पर शंकु नीचे आ जाता है, और मुख द्वार खुल जाता है। इस द्वार से भट्टी के भीतर अयस्क और ईंधन (कोक आदि) मिला कर छोड़ा जाता है। जंजीर खींच लेने पर भट्टी का मुखद्वार शंकु से सट जाता है, और इस प्रकार बन्द हो जाता है।

भट्टी का तापक्रम ऊपर से नीचे की ओर क्रमशः अधिक होता जाता है। भिन्न-भिन्न तापक्रम पर अयस्क के साथ भिन्न-भिन्न प्रतिक्रियाएँ होती हैं।

वात-भट्टी का उपयोग लोहे के अध्याय में देखिये।

पर (२) क्षेपक भट्टी (Reverberatory furnace)—इस प्रकार की ईंधन और अयस्क परस्पर साथ मिला कर नहीं तपाये जाते।

भट्टी के एक स्थान पर ईंधन जलता है। भट्टी से निकली ज्वाला और इसकी गैसों ही अयस्क के सम्पर्क में भट्टी के दूसरे स्थान में आती हैं। भट्टी का वेश्म (chamber) अनुप्रस्थ (horizontal) होता है, और इसके दो भाग होते हैं, एक छोटा और एक बड़ा। छोटे भाग में ईंधन जलता है, और बड़े भाग में अयस्क के साथ क्रिया होती है। बड़े भाग की भूमि (bed) पर अयस्क रखते हैं। भट्टी की छत कुछ मेहराबनुमा एक ओर को झुकती जाती है। उन्नतोदर (concave) आकार के कारण ज्वालाओं की गरमी परावर्तित होकर अयस्क के ऊपर केन्द्रित हो जाती है। ताप के इस प्रकार परावर्तित या परिचित होने के कारण भट्टी को च्लेपक भट्टी कहते हैं।

इस भट्टी का उपयोग अपचयन और उपचयन दोनों प्रकार की क्रियाओं के लिए हो सकता है। यदि अपचयन (reduction) करना हो तो अयस्क के साथ अपचायक पदार्थ मिला देते हैं, और यदि उपचयन करना हो तो भट्टी में अयस्क के ऊपर हवा के प्रवाह का प्रबन्ध करते हैं।

वंग या सीसा धातु तैयार करने में च्लेपक भट्टी का प्रयोग होता है। इन अध्यायों को देखिए।

अपावृत भट्टी (Muffle furnace)—इन भट्टियों में एक अपावृत (ढका) वेश्म होता है जो चारों ओर से आग के सम्पर्क में आता है। वेश्म में अयस्क रक्खा जाता है, और प्रतिक्रिया में जो पदार्थ बनते हैं, वे अपावृत वेश्म के दूसरे द्वारों से बाहर निकल आते हैं। इस प्रकार अपावृत भट्टियों में ऐसा आयोजन होता है कि ईंधन से निकली गैसों, और अयस्क के जारण आदि से बने पदार्थ एक दूसरे के सम्पर्क से बचे रहते हैं। विशेष कारणों से यह बात वाञ्छनीय होती है कि इन दोनों में सम्पर्क न हो। ताम्र की धातुक्रिया में इस भट्टी का उपयोग देखिये।

पुनरोत्पादित भट्टियाँ (Regenerated furnaces)—ये भट्टियाँ विशेष काम के लिए होती हैं। भट्टियों से जो धुआँ निकलता है, वह भी गरम होता है, और इस धुआँ को चिमनी द्वारा आकाश में छोड़ दिया जाय, तो इसकी गरमी का उपयोग नहीं हो पाता। पुनरोत्पादित भट्टियों में धुएँ के साथ गई हुई गरमी का फिर उपयोग कर लिया जाता है। इस धुएँ की गरमी से हवा का एक प्रवाह गरम करते हैं, और यह गरम हवा फिर भट्टी में जाती है,

और भट्टी को गरमी पहुँचाती है। इस प्रकार पुनरोत्पादित भट्टियों में ईंधन की मितव्ययता हो जाती है।

विजली की भट्टियाँ या विद्युत् भ्राष्ट्र (Electric furnaces)—जिन स्थानों पर सस्ती विजली प्राप्त होती है, वहाँ विजली की सहायता से भट्टियाँ प्रज्वलित की जाती हैं। विजली की भट्टियाँ तीन प्रकार की हो सकती हैं—

(क) प्रतिरोध भ्राष्ट्र (Resistance furnace)—विजली की धारा जब किसी चालक में होकर बहती है, तो चालक के प्रतिरोध के कारण ताप उत्पन्न होता है, जैसे कि विजली के स्टोवों में। इस ताप का बृहद् परिमाण में भट्टियों में उपयोग होता है। कभी कभी तो अयस्क-मिश्रण ही प्रतिरोधक द्रव्य का काम करता है, और इससे स्वतः ताप उत्पन्न होता है। कभी-कभी मिश्रण में कुचालक पदार्थों की शलाकायें (rod) अवस्थित कर दी जाती हैं। विद्युत् धारा के प्रवाह पर ये शलाकायें उत्तप्त हो जाती हैं, और इनकी गरमी से अयस्क मिश्रण गरम हो उठता है। किसी किसी प्रतिरोध भ्राष्ट्र का शरीर ही ऐसे प्रतिरोधक द्रव्य का बना होता है, कि विद्युत् धारा के प्रवाह पर भ्राष्ट्र दहकने लगती है। काँच की नलिका पर निक्रोम (nichrome) तार लपेट कर साधारण काम के लिए छोटी प्रतिरोध-भ्राष्ट्र बना सकते हैं।

(ख) चाप-भ्राष्ट्र (Arc furnace)—इन भट्टियों में कार्बन एलेक्ट्रोडों के बीच में विजली की धारा से चाप स्थापित करते हैं। एलेक्ट्रोडों के बीच की हवा प्रबल विद्युत् क्षेत्र में चालक बन जाती है, और एक एलेक्ट्रोड से दूसरे एलेक्ट्रोड तक चिनगारियाँ चलने लगती हैं। इन चिनगारियों से ही धनुष के आकार का उत्तप्त चाप बन जाता है। इन चिनगारियों की गरमी से अयस्क मिश्रण में प्रतिक्रियायें आरम्भ होती हैं।

(ग) उपपादन भ्राष्ट्र (Induction furnace)—भट्टी की भूमि पर रक्खा हुआ अयस्क द्रव्य इन भट्टियों में उपपादन वेष्टन (induction coil) की द्वितीयक कुंडली (secondary circuit) का काम देता है। प्राथमिक कुंडली में विद्युत् धारा प्रवाहित करते हैं, और इस अयस्क द्रव्य में द्वितीयक उपपादित धारायें उत्पन्न होती हैं। ये धारायें अयस्क द्रव्य को गरम कर देती हैं।

विद्युत् भ्राष्ट्रों में ३०००° तक के लगभग का तापक्रम प्राप्त हो सकता है। कोयले की भट्टियों में तापक्रम इतना अधिक नहीं हो पाता।

अग्निजित या दुर्द्राव्य पदार्थ (Refractory material)—हमने देखा कि बिजली की भट्टियों में अत्यन्त ऊँचा तापक्रम प्राप्त हो सकता है। पर इस ऊँचे तापक्रम को सहन कर सकने वाली भट्टियाँ भी होनी चाहिए। कहीं यह न होजाय, कि इस ऊँचे तापक्रम पर भट्टियाँ गल कर गिर जायँ। भट्टियों के बनाने में काम आने वाले वे समस्त पदार्थ जो ऊँचे तापक्रम पर भी न गलें अग्निजित या दुर्द्राव्य पदार्थ कहलाते हैं।

भट्टियाँ ऐसे पदार्थों की बननी चाहिए जो ऊँचे तापक्रमों तक न गलें। यदि तापक्रम एकदम ऊँचा कर दिया जाय, या एक दम गिरा दिया जाय, तो ये पदार्थ फटें भी नहीं। ऊँचे तापक्रमों पर ये पदार्थ उच्च दाब का भी सहन कर सकें। ये पदार्थ भट्टियों में उत्पन्न गलित या स्यन्द (slag) द्रव्य के साथ रासायनिक प्रतिक्रियायें भी न करें, यह भी आवश्यक है।

दुर्द्राव्य अग्निजित पदार्थों की ईंटें बनायी जाती हैं, और भट्टियों में अन्दर की ओर चिनाई करके इनका अस्तर (lining) किया होता है। अग्निजित पदार्थों की प्रकृति अम्लीय या भस्मीय दोनों हो सकती है।

अम्लीय दुर्द्राव्य पदार्थ ये हैं—जेनिस्टर (ganister), जिसमें ६२% सिलिका और २७% ऐल्यूमिना होता है; क्वार्ट्ज़, और बालू के बने अर्थात् सैकत (siliceous) पदार्थ।

भस्मीय दुर्द्राव्य—जैसे चूना, डोलोमाइट, या मेगनेसाइट।

शिथिल दुर्द्राव्य—ग्रेफाइट, क्रोमाइट, अस्थि-भस्म

अर्ध शिथिल दुर्द्राव्य—अग्निजित मिट्टी जिसमें ५०-६५% सिलिकन और २५-३५% ऐल्यूमिना होता है।

सिलिका और केओलिन मिट्टी १७४०° तक का तापक्रम सहन कर सकती है। बौक्साइट की बनी ईंटें १८००° तक, शुद्ध ऐल्यूमिना की २०००° तक और मेगनीशिया एवं क्रोमाइट की बनी ईंटें २२००° तक के तापक्रम को सह सकती हैं। ग्रेफाइट की बनी मूषा सबसे ऊँचा तापक्रम सह सकती है, क्योंकि यह गलती ही नहीं, और न मृदु पड़ती है। पर इसे हवा से बचाना चाहिए, नहीं तो यह जल जायगी। ज़रकोनिया सबसे अच्छा दुर्द्राव्य पदार्थ है जो २६००° तक तापक्रम को अच्छी तरह सह लेता है।

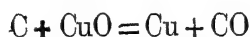
धातुओं का शोधन (Refining)—धातु कर्म द्वारा आरम्भ में बनी धातु बहुत शुद्ध नहीं होती। कभी-कभी इस धातु में अन्य धातुओं के भी अंश

विद्यमान होते हैं, और कुछ गन्धक, आर्सेनिक, कार्बन या फॉस्फोरस भी होता है। इन धातुओं से यदि परम शुद्ध धातु तैयार करनी हो, तो कुछ और क्रियायें भी करनी पड़ती हैं। ये क्रियायें साधारणतः चार कोटि की हैं—

(क) धातु में कुछ अयस्क मिला कर फिर गरम करना—मान लो कि अयस्क को हमने कार्बन या लोहे के साथ अपचित या अवकृत (reduce) किया था, और जो धातु मिली उसमें थोड़ा सा कार्बन या लोहा भी मिला रह गया जिसे हमें अलग करना है। हिसाब लगा कर इस अशुद्ध धातु में थोड़ा सा अयस्क और मिला कर गरम करो। यह अयस्क उस बचे हुए कार्बन या लोहे के साथ प्रतिक्रिया करेगा।

(ख) द्राव विधि (Liquation process)—कभी-कभी ऐसा होता है कि धातु में मिला अपद्रव्य (impurity) धातु की अपेक्षा कम गलनीय होता है। गलनीयता (fusibility) की इस भिन्नता का उपयोग करके जो भी कोई शोधन विधि व्यवहार में लायी जाती है, उसे द्राव विधि कहते हैं। सीसे और यशद के मिश्रण को यशद के द्रवणांक से थोड़े से ऊपर तापक्रम तक गलाते हैं। इस प्रकार यशद को सीसे से पृथक् कर सकते हैं। इस तापक्रम पर सीसा गलनीय नहीं है, और न यह गले हुये यशद में विलेय ही है। यह धीरे-धीरे नीचे बैठ जाता है।

(ग) उपचयन या ऑक्सीकरण विधि (Oxidation process)—कभी-कभी धातु की अपेक्षा उसमें मिला अपद्रव्य अधिक शीघ्र ऑक्सीकृत हो सकता है। इस सिद्धान्त के आधार पर भी धातुओं का शोधन करना संभव है। धातु को पहले गला लेते हैं, और फिर द्रवावस्था में इसे वायु के प्रवाह के प्रभाव में लाते हैं। अपद्रव्य के जो ऑक्साइड बनते हैं, उनकी तह द्रव धातु के ऊपर मलाई की तरह जम जाती है। इस तह को हटा लेते हैं। कभी-कभी धातु के अपद्रव्य का ऑक्सीकरण उस धातु के ऑक्साइड को मिलाकर ही करते हैं। मान लो कि ताँबे में थोड़ा सा कोयला मिला रह गया है। इसमें थोड़ा सा ताँबे का ऑक्साइड और मिला कर गरम करें तो कोयला दूर हो जायगा—



(घ) विद्युत् विच्छेदन विधि (Electrolytic process)—इस विधि में अशुद्ध धातु को धन एलेक्ट्रोड (एनोड) बनाते हैं, और ऋण

एलेक्ट्रोड (कैथोड) किसी भी ऐसी दूसरी शुद्ध धातु का होता है, जिस पर से जमी हुई शुद्ध धातु की तह पृथक् की जा सके। बीच में माध्यम धातु के एक लवण का विलयन रखते हैं,—जैसे ताँबे के शोधन के लिए ताम्र सल्फेट का विलयन। कैथोड पर शुद्ध ताँबा जमा होगा।

धातुकर्म के लिए सामान्य अयस्क—धातुयें तैयार करने के लिए निम्न अयस्कों का बहुधा उपयोग होता है।

ऑक्साइड

हेमेटाइट	Fe_2O_3
लिमोनाइट	Fe_2O_3 , य H_2O
मेग्नेटाइट	Fe_3O_4
केसिटेराइट	SnO_2
पायरोलुसाइट	MnO_2
बौक्साइट	Al_2O_3 , य H_2O

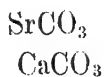
सल्फाइड

गेलीना	PbS
स्फेलेराइट	ZnS
पाइराइट	FeS_2
चैल्कोसाइट	Cu_2S
स्टिबनाइट	Sb_2S_3
सिनेबार	HgS
ग्रिनोकाइट	CdS
बिसमुथिनाइट	Bi_2S_3

कार्बोनेट

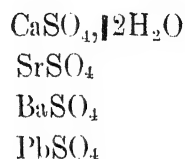
सेरुसाइट	PbCO_3
सिडेराइट	FeCO_3
स्मिथसनाइट	ZnCO_3
कैलसाइट	CaCO_3
मेग्नेसाइट	MgCO_3
मैलेकाइट	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuCO_3

स्ट्रॉशियेनाइट
विदेराइट



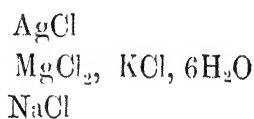
सल्फेट

जिप्सम
सेलेसाइट
बेराइट
एंग्लेसाइट



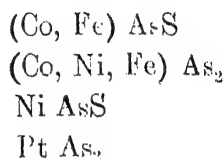
क्लोराइड

हार्नसिल्वर
कार्नेलाइट
नमक



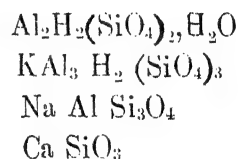
आसे नाइड

कोबल्ट ग्लान्स
स्पाइस कोबल्ट और स्मेल्टाइट
निकेल ग्लान्स
स्पेरिलाइट

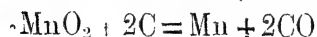
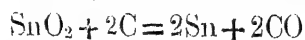


सिलिकेट

केओलिन
अभ्रक
फेल्सपार
बूलस्टनाइट

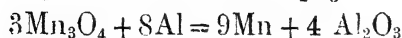
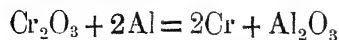


धातु कर्म की सामान्य प्रतिक्रियायें—(१) अगर अयस्क ऑक्साइड हो तो इसे बहुधा कोक, कोयला या कार्बन के साथ गरम करते हैं। अपचयन विधि (reduction) से धातु प्राप्त होती है।

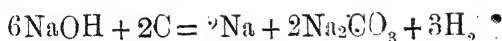


अगर अयस्क दुर्द्रव्य हो, तो अपचयन ऐल्यूमीनियम धातु से किया जाता है। इस काम के लिये गोल्डस्मिट की तापन-विधि (Goldschmidt

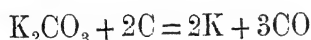
thermit process) काम में आती है। अयस्क में ऐल्यूमीनियम का चूर्ण मिलाते हैं, और फिर इसे मैगनीशियम के पत्ती से जलाते हैं।



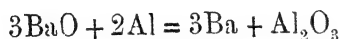
(२) अपचयन द्वारा चार तत्व बनाना—बहुधा क्षारतत्व विद्युत् विच्छेदन की विधि से बनाए जाते हैं। पर इस विधि के आविष्कार के पूर्व अपचयन द्वारा भी इन्हें बनाते थे। कार्बिक सोडा को लोह कार्बाइड के साथ लोहे के भभकों में 1000° पर गरम करें तो सोडियम मिलेगा—



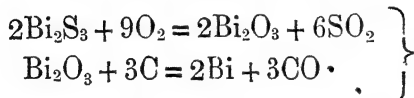
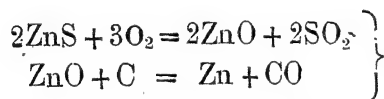
लोहे की बोतलों में पोटैसियम कार्बोनेट को कार्बन के साथ गरम करें, तो पोटैसियम मिलेगा—



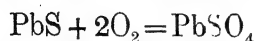
बेरियम ऑक्साइड को शून्य में ऐल्यूमीनियम के साथ गरम करें, तो बेरियम धातु मिलेगी—



(३) अगर अयस्क सलफाइड हो, तो इसका हवा में जारण (roasting) करते हैं। ऐसा करने से सलफाइड अयस्क ऑक्साइड में परिणत हो जाता है, और फिर इस ऑक्साइड को कार्बन से अपचित करते हैं—

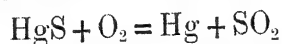


सलफाइड अयस्क को यदि कम हवा में ऑक्सीकृत करें तो इससे सलफेट मिलता है। जैसे गेलीना से सीस सलफेट—



ऐसी अवस्था में कुछ विशेष कठिनाइयाँ उपस्थित होती हैं। स्नेपक का विशेष प्रबन्ध करना पड़ता है।

सिनेबार, HgS , अकेले जारण से शुद्ध पारा देता है—



इसे “वायु-अपचयन विधि” (air reduction process) कहते हैं, क्योंकि इसमें सलफाइड का अपचयन होता है, न कि धातु का ऑक्सीकरण।

(४) विद्युत् विच्छेदन की विधि से (Electrolysis)—द्वार और क्षारीय पार्थिव तत्वों को शुद्ध धातु के रूप में तैयार करने के लिए विद्युत् विच्छेदन विधि का उपयोग करते हैं। इन तत्वों के हेलाइडों को गलाते हैं, और यदि वे शीघ्र न गलें तो उनमें पोटैसियम क्लोराइड मिला देते हैं। ऐसा करने से वे आसानी से गल जाते हैं। लोहे के बेलनाकार पात्रों में विद्युत् विच्छेदन करते हैं। कैथोड लोहे का होता है और एनोड बहुधा निकेल का।

नीचे की सारणी में दिया गया है कि किस धातु के लिये कौन सा द्रव्य गला कर विद्युत् विच्छेदन करना चाहिए—

धातु	विद्युत् विच्छेदन के लिये द्रव्य
सोडियम	NaOH
पोटैसियम	KOH या $\text{KCl} + \text{CaCl}_2$
लीथियम	पिरीडिन में Li Cl ; या $\text{KCl} + \text{Li Cl}$
कैल्सियम	$\text{CaCl}_2 + \text{Ca F}_2$
बेरियम	$\text{BaCl}_2 + \text{KCl}$
स्ट्रोंशियम	$\text{SrCl}_2 + \text{KCl}$ (या $+\text{NH}_4\text{Cl}$)
मैगनीशियम	कार्बोनाइट + CaF_2

प्रश्न

- धातुकर्म के लिये किस प्रकार के खनिज लिए जाते हैं और उनके साथ साधारणतया कौन कौन सी क्रियायें की जाती हैं ?
- अयस्क परिवेषण किसे कहते हैं ? इसके अन्तर्गत कौन कौन सी क्रियायें हैं ?

- ३ चुम्बकीय पृथक्करण और फेन उत्प्लावन विधि विस्तार से लिखो ।
- ४ धातुओं का शोधन किस प्रकार करते हैं ?
- ५ भट्टियाँ कितने प्रकार की होती हैं ? वात भट्टी, क्षेपण भट्टी और विद्युत् भट्टी पर टिप्पणी लिखो ।
- ६ अयस्क का जारण कितने प्रकार का होता है ?
- ७ धातुकर्म में द्रावक, गलित (स्यन्द) और त्याज्य किन्हें कहा जाता है ?
- ८ अमिश्रित या दुर्दान्य पदार्थों का उपयोग बताओ । ये कितने प्रकार के होते हैं ?

अध्याय ८

हाइड्रोजन और पानी

मैंडलीफ के आवर्तसंविभाग में हाइड्रोजन का सर्व प्रथम स्थान है। यह तत्त्व अन्य तत्त्वों की अपेक्षा सब से हलका है। पानी और लगभग सभी प्राकृतिक कृत्रिमिक यौगिकों का अंश होने के कारण इस तत्त्व का विशेष महत्त्व है। हाइड्रोजन गैस का सब से पुराना उल्लेख १६वीं शताब्दी का मिलता है—पैरामेल्स ने धातु और अम्लों के संसर्ग से उत्पन्न एक गैस का विवरण लिखा है जो

आग लगने पर जल उठती थी। परन्तु यह “ज्वलन शील गैस” कार्बन मोनोक्साइड अथवा हाइड्रोजन सल्फाइड आदि गैसों से भिन्न थी—इस बात का परिज्ञान उसके समय के लोगों को न था। सन् १७६६ ई० में कैवेण्डिश (Cavendish) नामक रसायनज्ञ ने इस गैस का स्वतंत्र अस्तित्व प्रमाणित किया। यह गैस उस समय “फ्लोजिस्टनयुक्त वायु” भी कहलाती थी। कुछ लोग इस गैस को ही फ्लोजिस्टन समझते थे जो अग्नि का एक मुख्य तत्त्व माना जाता था। सन्-१७८३ में फ्रान्सीसी रसायनज्ञ लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने इस गैस



चित्र ४१—कैवेण्डिश

का नाम हाइड्रोजन रखा। हाइड्रो शब्द का अर्थ पानी, और जन शब्द का अर्थ उत्पादक है। पानी का मुख्य तत्त्व होने के कारण हिन्दी में इसका नाम उदजन भी प्रचलित रहा है (उद=पानी, जन=उत्पादक)। कैवेंडिश के हाइड्रोजन-अन्वेषण के पूर्व पानी को एक तत्त्व समझा जाता था, पर कैवेंडिश ने अपने प्रयोगों द्वारा प्रमाणित कर दिया कि पानी तो तत्त्व नहीं है, पर हाइड्रोजन एक तत्त्व है। कैवेंडिश ने ही यह सिद्ध किया कि पानी दो गैसों के योग से बना है जिन्हें हम आजकल हाइड्रोजन और ऑक्सीजन कहते हैं। आयतन के हिसाब से पानी में दो भाग हाइड्रोजन के और एक भाग ऑक्सीजन के हैं। सन् १८०० में निकोलसन और कार्लायल (Nicholson and Carlyle) ने पानी के विद्युत् विच्छेदन से हाइड्रोजन और ऑक्सीजन तैयार किए, और पानी के अणु का संगठन पूर्णतः निश्चित करने में वे सफल हुए।

प्राप्ति स्थान—मुक्त अवस्था में हाइड्रोजन गैस बहुत ही कम पाई जाती है। ज्वालामुखी पर्वतों से निकली हुई वाष्पों में यह कभी-कभी २०-२५ प्रतिशत तक पाई गई है। अनेक खानों की चट्टानों में थोड़ी सी मात्रा में मिली हुई भी देखी गई है। मिट्टी के तेल के कुएँ से निकली प्राकृतिक गैसों में आयतन के हिसाब से २० प्रतिशत तक देखी गई है। आकाश से दूटे हुए तारों के पत्थरों में भी कभी-कभी यह पाई जाती है। सूर्य के रश्मि-चित्र से प्रकट होता है कि इसके बाहरी वातावरण में हाइड्रोजन की मात्रा बहुत अधिक है।

यौगिक के रूप में हाइड्रोजन अनेक वस्तुओं में पाया जाता है। यह कहने की आवश्यकता नहीं कि हमारे इस भूगंडल का अधिकांश जलमय है और हाइड्रोजन इस जल का प्रधान अंग है। कार्बन और हाइड्रोजन के संयोग से जो यौगिक बनते हैं, वे हाइड्रोकार्बन कहलाते हैं। मिट्टी का तेल हाइड्रोकार्बनों का ही एक मिश्रण है। गंधक और हाइड्रोजन के संयोग से हाइड्रोजन सल्फाइड (H_2S) गैस बनती है जो प्रकृति में विशेष स्थलों पर पाई जाती है। हाइड्रोजन सभी अम्लों और क्षारों में पाया जाता है।

आवर्त संविभाग में हाइड्रोजन का स्थान—हाइड्रोजन तत्त्व सब तत्त्वों की अपेक्षा हलका है। सब से हलका तत्त्व होने के कारण मैण्डलीफ के आवर्त संविभाग में हाइड्रोजन को सब से पहला स्थान प्राप्त है। प्राउट (Prout) का कहना था कि और सब तत्त्व हाइड्रोजन के ही गुणित हैं अर्थात् कई हाइड्रोजन परमाणुओं के योग से अन्य दूसरे तत्त्व बने हुए हैं।

संविभाग में हाइड्रोजन के बाद हीलियम तत्त्व का स्थान है जो एक निश्चेष्ट गैस है। हीलियम के बाद लीथियम है। जिस समूह में लीथियम है उसी में सोडियम, पोटैसियम, रुबीडियम और सीज़ियम नामक चार तत्व हैं। बहुधा हाइड्रोजन को भी इसी समूह में स्थान दिया जाता है पर फ्लोरीन, क्लोरीन आदि सातवें समूह के तत्वों से भी हाइड्रोजन बहुत कुछ मिलता जुलता है और इसलिए सातवें समूह में भी इसे सर्वोपरि स्थान देना कुछ अनुचित नहीं है।

हाइड्रोजन के एक परमाणु में बाहरी परिधि पर एक एलेक्ट्रोन या ऋणाणु है और यह पहली परिधि अधिक से अधिक दो ऋणाणु ग्रहण कर सकती है। दूसरे शब्दों में इस परिधि की ऋणाणु संतृप्ति-संख्या दो है। इस प्रकार हाइड्रोजन के परमाणु में ऋणाणु की संख्या संतृप्ति-संख्या से एक कम है। इस बात में यह तत्त्व हैलोजन समूह के फ्लोरीन, क्लोरीन आदि तत्वों के समान है क्योंकि उनके परमाणु की बाहरी परिधि पर स्थित ऋणाणुओं की संख्या भी संतृप्ति-संख्या से एक कम है। जैसे हाइड्रोजन के परमाणु में ऋणाणु की एक संख्या और बढ़ा देने से निश्चेष्ट हीलियम गैस का परमाणु प्राप्त हो जाता है, उसी प्रकार फ्लोरीन की परमाणु संख्या एक बढ़ने पर नेऑन, क्लोरीन की एक संख्या बढ़ने पर आर्गन आदि गैसों बनती हैं। इस प्रकार परमाणु के गठन की दृष्टि से हाइड्रोजन और हैलोजन गैसों के परमाणुओं में बहुत कुछ समानता है।

परन्तु इससे यह न समझना चाहिए कि हाइड्रोजन के परमाणु और प्रथम समूह के चार तत्वों के परमाणुओं में कोई समानता नहीं है। जिस प्रकार चार तत्वों के परमाणुओं में सब से बाहरी परिधि पर एक ऋणाणु है उसी प्रकार हाइड्रोजन की एक मात्र परिधि पर भी एक ऋणाणु है और यह ऋणाणु पौली (Pauli) पद्धति के अनुसार s^1 (s^1) तल का है। चार तत्वों में भी यह बाहरी परिधि वाला ऋणाणु s^1 तल का है।

$$H = 1s^1$$

$$Li = 1s^2, 2s^1$$

$$Na = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$$

$$K = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$$

कार्बनिक रसायन के यौगिकों में जिस प्रकार यह देखा जाता है कि प्रत्येक कक्षा का पहला यौगिक उस वर्ग में अनेक दृष्टियों से एक अपवाद

है, उसी प्रकार आवर्त संविभाग का पहला तत्त्व होने के कारण हाइड्रोजन भी एक अपवाद है। तर्क के आधार पर यह निश्चित नहीं किया जा सकता कि इसे पहले समूह में रखना चाहिए, अथवा सातवें में अथवा उन दोनों के बीच में ही इसे कोई स्थान देना चाहिए। हम नीचे कुछ समानताओं का निर्देश करेंगे जिनके आधार पर हाइड्रोजन को पहले अथवा सातवें समूह में रखा जा सकता है।

हैलोजन से समानता :—(१) जैसा ऊपर कहा जा चुका है सभी हैलोजनों के परमाणुओं की बाहरी परिधि में ऋणाणुओं की संख्या संतृप्ति-संख्या से १ कम है, उसी प्रकार हाइड्रोजन की परिधि पर स्थित ऋणाणु संख्या उस परिधि की संतृप्ति-संख्या से १ कम है।

तत्त्व	बाहरी परिधि की संतृप्ति संख्या	बाहरी परिधि पर ऋणाणु संख्या
हाइड्रोजन	२	$1 = 2 - 1$
फ्लोरीन	८	$7 = 8 - 1$
क्लोरीन	८	$7 = 8 - 1$

(२) हाइड्रोजन का आयनीकरण विभव (ionisation potential) उसी श्रेणी का है जिस श्रेणी का हैलोजन तत्त्वों का है। चार तत्त्वों का आयनीकरण विभव सापेक्षतः बहुत कम है।

तत्त्व	आयनीकरण विभव
हाइड्रोजन	१३.५४ वोल्ट
लीथियम	५.३७ वोल्ट
फ्लोरीन	१८.६
सोडियम	५.१२
क्लोरीन	१३.०
पोटैसियम	४.३२
ब्रोमीन	११.६४
रुबीडियम	४.१६

(३) हैलोजन तत्त्वों के समान हाइड्रोजन तत्त्व भी अधातु गैस है। ठोस हाइड्रोजन भी ठोस आयोडीन के समान अधातु है। चार तत्त्व तो सभी धातु हैं।

(४) हाइड्रोजन अणु हैलोजन अणुओं के समान ही द्विपरमाणुक (diatomic) हैं अर्थात् इन सब के एक अणु में दो परमाणु हैं :— H_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 । लीथियम, सोडियम, पोटैसियम आदि के अणु एक-परमाणुक हैं। उनके अणुओं के सूत्र Li, Na, K, आदि हैं।

(५) हाइड्रोजन सोडियम के साथ संयुक्त होकर उसी प्रकार हाइड्राइड (NaH) देता है जैसे क्लोरीन आदि क्लोराइड ($NaCl$) आदि देते हैं।

(६) हाइड्रोजन कार्बन, सिज़ीकन और जर्मेनियम के साथ संयुक्त होकर CH_4 , SiH_4 , GeH_4 के समान यौगिक देता है जिनका गठन CCl_4 , $SiCl_4$ और $GeCl_4$ के समान है।

(७) कुछ कार्बनिक यौगिकों में हाइड्रोजन के स्थान पर क्लोरीन आसानी से स्थापित किया जा सकता है और इस दृष्टि से भी क्लोरीन और हाइड्रोजन समान हैं। उदाहरणतः एथेन, C_2H_6 , में क्रमशः एक-एक हाइड्रोजन क्लोरीन द्वारा स्थापित किया जा सकता है, जिससे C_2H_5Cl , $C_2H_4Cl_2$ आदि यौगिक बनते हैं।

(८) गले हुए लीथियम हाइड्राइड के विद्युत् विच्छेदन से एनोड (धनद्वार) पर हाइड्रोजन गैस उसी प्रकार निकलती है जैसे गले हुए क्लोराइडों के विद्युत् विच्छेदन से क्लोरीन। इस बात में भी हाइड्रोजन और क्लोरीन समान हैं।

चार धातुओं से समानता—(१) यौगिक बनाते समय हाइड्रोजन की विद्युत्-धनात्मकता उतनी ही प्रबल देखी जाती है जितनी कि सोडियम, पोटैसियम आदि चार तत्वों की। चार तत्व जिस आसानी से क्लोरीन, ब्रोमीन आदि तत्वों से संयुक्त होते हैं, हाइड्रोजन भी उतनी ही आसानी से उन हैलोजन तत्वों से संयुक्त होकर यौगिक बनाता है।

(२) हाइड्रोजन आयन, H^+ , चार धातुओं की आयनों, Na^+ , K^+ के समान हैं। हाइड्रोजन हैलाइड और चार धातुओं के हैलाइड दोनों ही प्रबल विद्युत् विच्छेद्य हैं, और विलयन में दोनों ही धनात्मक H^+ और Na^+ या K^+ देते हैं।

(३) हाइड्रोजन क्लोराइड का विद्युत् विच्छेदन करते समय हाइड्रोजन

आयन कैथोड (ऋणद्वार) की ओर उसी प्रकार जाता है जिस प्रकार सोडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन के समय सोडियम आयन जाता है।

(४) यौगिकों में हाइड्रोजन सोडियम आदि चार तत्वों के समान धनात्मक एक-संयोज्य है।

(५) हाइड्रोजन के परमाणु में एक मात्र ऋणाणु s^1 तल का है। सोडियम आदि परमाणुओं में भी सबसे बाहरी परिधि का ऋणाणु भी s^1 तल का है।

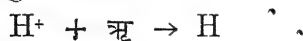
हाइड्रोजन की प्राप्ति

हाइड्रोजन मुख्यतः तीन प्रकार के पदार्थों से प्राप्त किया जा सकता है—पानी से, अम्लों से और क्षारों से। हाइड्रोजन प्राप्त करने की मुख्य विधियाँ भी तीन प्रकार की हैं—(१) विद्युत् विच्छेदन करके, (२) प्रतिक्रिया द्वारा किसी यौगिक के हाइड्रोजन को दूसरे धनात्मक तत्व द्वारा स्थापित करके, और (३) जिन यौगिकों में हाइड्रोजन हो, उन्हें गरम करके उनका हाइड्रोजन पृथक् किया जाय।

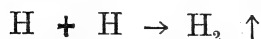
विद्युत् विच्छेदन विधि—शुद्ध जल में हाइड्रोजन और हाइड्रोजनसिल आयन इतनी कम होती है कि इसका विद्युत् विच्छेदन नहीं किया जा सकता, पर यदि पानी में कोई अम्ल, क्षार या लवण घोल लिया जाय, तो विलयन का विद्युत् विच्छेदन आसानी से होता है और इस प्रतिक्रिया में ऋणद्वार (कैथोड) पर हाइड्रोजन गैस निकलती है। यह प्रतिक्रिया इस प्रकार है—मानलो कि हम किसी अम्ल जैसे हाइड्रोक्लोरिक एसिड, HCl , का विद्युत् विच्छेदन कर रहे हैं—



हाइड्रोजन आयन ऋणद्वार पर आकर एक ऋणाणु ग्रहण कर लेंगे और आयन से परमाणु बन जायगा—



यह परमाणु अकेला नहीं रह सकता। हाइड्रोजन के दो परमाणु मिलकर हाइड्रोजन अणु बन जायगा—

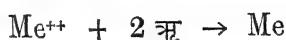


यह अणु गैस रूप में ऋणद्वार पर निकलने लगेंगे। इस गैस को यहाँ इकट्ठा किया जा सकता है।

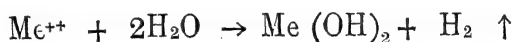
अब मान लीजिए कि हम किसी धातु के लवण घोल कर विद्युत् विच्छेदन कर रहे हैं। मान लो कि यह धातु द्विसंयोज्य (Me^{++}) है। इसके क्लोराइड का विलयन आयनित होने पर इस प्रकार आयन देगा—



Me^{++} विद्युत्-विच्छेदन के समय ऋणद्वार की ओर जायगी और वहाँ दो ऋणाणु ग्रहण करेगी—



इस प्रकार धातु का परमाणु बन गया। यह धातु यदि हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक विद्युत्-धनात्मक है, तो यह पानी के साथ इस प्रकार प्रक्रिया देगी —



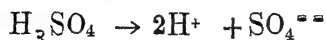
इस प्रकार ऋणद्वार पर हाइड्रोजन निकलेगा।

पर यदि यह धातु हाइड्रोजन की अपेक्षा कम धनात्मक है, तो इसको पानी पर को प्रतिक्रिया नहीं होगी। यह धातु ऋणद्वार पर संचित हो जायगी। अतः हम इस निश्चय पर पहुँचे कि केवल उन धातुओं के पानी में घोलने से हम विद्युत् विच्छेदन द्वारा हाइड्रोजन प्राप्त कर सकते हैं, जो हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक विद्युत् धनात्मक हैं, जैसे सोडियम, कैल्शियम, मैग्नीशियम आदि।

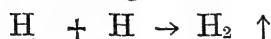
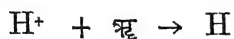
सलफ्यूरिक अम्ल के हलके विलयन से—यह विधि बहुत धीरे धीरे हाइड्रोजन देती है क्योंकि हम जानते हैं कि हाइड्रोजन का एक तुल्यांक (११.२ लीटर सामान्य तापक्रम और दाब पर) प्राप्त करने के लिए ६६४६४ कूलम्ब बिजली चाहिए अर्थात् २.२५ एम्पीयर की धारा लगभग १२ घंटे तक काम करे। इस प्रकार हाइड्रोजन प्राप्त करने के लिए बहुधा बुन्सन-वोल्टामीटर काम में लाया जाता है। इसमें ऋणद्वार प्लैटिनम का और धनद्वार जिंक-एमलगम (यशदसंरस) का होता है। सलफ्यूरिक अम्ल के विच्छेदन से सल्फेट समूह (SO_4^{--}) धनद्वार पर जाता है, और यशद या जिंक से यह संयुक्त होकर जिंक सल्फेट बना देता है। अतः इस जिंक एमलगम का परिणाम यह होता है कि धनद्वार पर ऑक्सीजन नहीं निकलता जैसा कि सामान्य रूप से निकलना चाहिये था।

सल्फ्यूरिक एसिड के विद्युत् विच्छेदन की प्रतिक्रियायें इस प्रकार समझी जा सकती हैं—

(१) आयनीकरण इस प्रकार होता है—

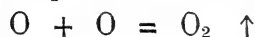
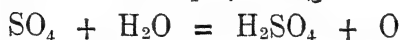
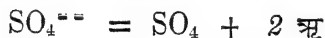


(२) हाइड्रोजन आयन ऋणद्वार (कैथोड) पर आकर—

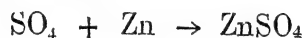


इस प्रकार ऋण-द्वार पर हाइड्रोजन निकलता है।

(३) धनद्वार पर सल्फेट आयन आती हैं, और शेष प्रतिक्रियायें निम्न प्रकार होती हैं—

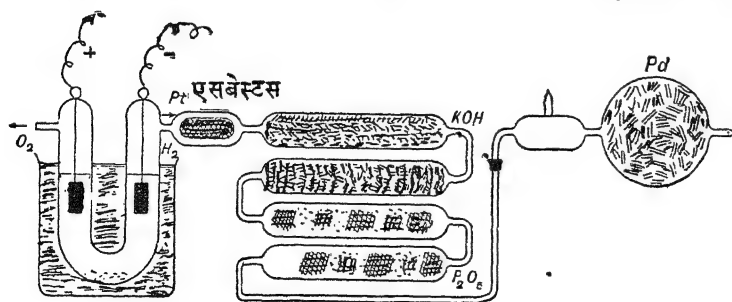


सल्फेट आयन ने धनद्वार पर ऋणाणु दे दिए और सल्फेट समूह बना। यह फिर पानी के साथ ऑक्सीजन गैस देता है। यह गैस धनद्वार पर इकट्ठा होती है। बुन्सन के वोल्टमीटर में सल्फेट मूल और ज़िक एंमलगम में निम्न प्रकार प्रतिक्रिया होती है—



अतः इसमें ऑक्सीजन गैस नहीं निकलती।

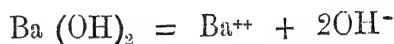
चारों के विद्युत् विच्छेदन से—चारों के विलयनों के विद्युत् विच्छेदन



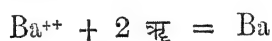
चित्र ४२—बेरीटा के विद्युत् विच्छेदन से हाइड्रोजन

से बहुत शुद्ध हाइड्रोजन मिलता है (सलफ्यूरिक एसिड में बहुधा आर्सेनिक की सूक्ष्म मात्रा होती है, जिसके कारण हाइड्रोजन गैस में थोड़ी सी आर्सेन, AsH_3 , मिली रहती है)। बेरीटा, $Ba(OH)_2$, का विलयन हाइड्रोजन तैयार करने के लिए बहुत उपयोगी है क्योंकि इसके विलयन में बेरियम कार्बोनेट अविलेय होने के कारण कार्बोनेट नहीं रहता। प्रतिक्रियायें निम्न प्रकार हैं—

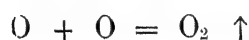
(१) आयनीकरण द्वारा—



(२) ऋण द्वार पर—

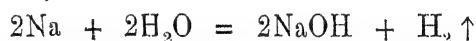


(३) धन द्वार पर—



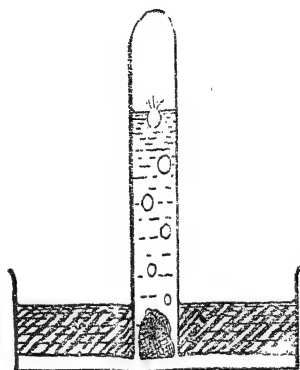
इस प्रकार ऋण द्वार पर हाइड्रोजन और धन द्वार पर ऑक्सीजन निकलता है। ऋण द्वार पर निकला हुआ यह हाइड्रोजन शुद्ध तो होता है, पर शुष्क नहीं होता। अतः कैल्सियम क्लोराइड में होकर इसे प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने से इसकी नमी दूर हो जाती है।

कास्टिक सोडा का व्यापार सोडियम क्लोराइड के विलयन के विद्युत् विच्छेदन से किया जाता है। इस विधि में जो सोडियम बनता है वह पानी से प्रतिक्रिया करके हाइड्रोजन और कास्टिक सोडा बनाता है—

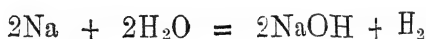


हाइड्रोजन बनाने की अन्य विधियाँ—सभी चार तत्त्व, जैसे लीथियम, सोडियम, पोटैशियम आदि पानी पर ठंडे तापक्रम पर ही प्रतिक्रिया करके हाइड्रोजन देते हैं। कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम भी और कुछ अंश तक ऐल्यूमीनियम-पारदयुग्म थैलियम और मेगनीशियम भी ऐसा ही करते हैं।

प्रयोगशालाओं में ठंडे पानी से हाइड्रोजन बनाने के लिये सोडियम का बहुधा प्रयोग किया जाता है। प्रतिक्रिया बड़ी उग्रता से होती है, अतः हाइड्रोजन अधिकमात्रा में इस विधि से बनाने में दुर्घटनायें हो सकती हैं। यदि शुद्ध हाइड्रोजन बनाना हो तो सोडियम धातु पर भाप प्रवाहित करनी चाहिए—



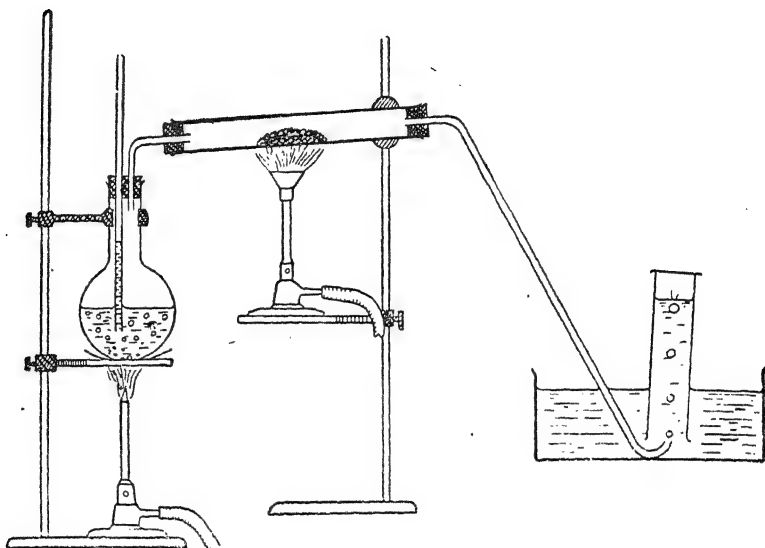
चित्र ४३—सोडियम पर पानी का प्रभाव



सीसा और सोडियम के संकर धातु और सोडियम-ग्राइड युग्म भी इस काम के लिए अच्छे हैं। इस प्रकार के धातु-संकरों का प्रभाव पानी पर उग्र नहीं होता है। पानी पर पोटैशियम की बहुत ही उग्र प्रतिक्रिया होती है। कैल्शियम क्योंकि पानी में बैठ जाता है, इसलिए उसकी प्रतिक्रिया धीरे धीरे और नियंत्रित रूप से होती है। कैल्शियम के प्रभाव से जो हाइड्रोजन बनता है वह शुद्ध नहीं होता क्योंकि बाज़ारू कैल्शियम में थोड़ा सा ग्रंथ कार्बाइड का भी होता है।

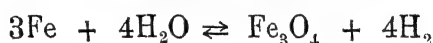
भाप और तप्त धातुओं की प्रतिक्रिया से—कुछ धातु ऐसी हैं कि यदि उन्हें खूब गरम कर लिया जाय और फिर उन पर पानी की भाप प्रवाहित की जाय, तो पानी का ऑक्सीजन ग्रहण करके वे धातुयें स्वयं ऑक्साइड बन जाती हैं, और भाप में से हाइड्रोजन मुक्त हो जाता है। भाप का सभी लैटिन धातुओं (ऑस्मियम को छोड़कर), सौन, चाँदी और पारे पर किसी भी तापक्रम पर प्रभाव नहीं होता है। ताँबा और सीसा केवल श्वेत तापक्रम पर ही प्रतिक्रिया करते हैं। शेष धातुयें रक्त-ताप पर या इससे कम श्रेणी के ताप पर ही प्रतिक्रिया करती हैं।

भाप के साथ प्रतिक्रिया करनेवाली मुख्य धातुयें जस्ता, लोहा और मैगनीशियम हैं। उन स्थानों में जहाँ बिजली से हाइड्रोजन नहीं बनाया जा

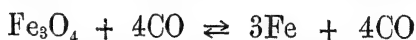
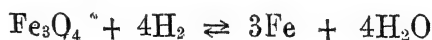


चित्र ४४—लोहे पर भाप के प्रभाव से हाइड्रोजन बनाना

सकता है, आज भी लोहे और भाप की प्रतिक्रिया से हाइड्रोजन बनाते हैं। लोहे को इतना गरम कर लेते हैं कि वह लाल हो उठे और फिर उस पर पानी की भाप प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने से लोहे से फेरसोफेरिक ऑक्साइड बन जाता है और हाइड्रोजन मुक्त हो जाता है।

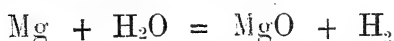


व्यापार में इस फेरसोफेरिक ऑक्साइड पर “वाटर गैस” जो, हाइड्रोजन और कार्बन मोनोक्साइड का मिश्रण है, प्रवाहित करते हैं। इस विधि से लोहे का ऑक्साइड लोहे में परिणत हो जाता है।



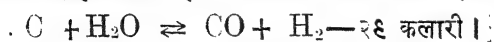
इस प्रकार शुद्ध किए हुए लोहे का फिर हाइड्रोजन बनाने में उपयोग किया जा सकता है। इस व्यापारिक विधि में इस प्रकार लोहा बिना खर्च किए ही पानी से हाइड्रोजन तैयार हो जाता है। हाँ, कोक का खर्चा अवश्य होता है जिससे “वाटर गैस” बनाई जाती है।

मेगनीशियम बड़ी दीप्ति के साथ भाप में जलता है। इस प्रतिक्रिया में मेगनीशियम ऑक्साइड और हाइड्रोजन बनते हैं।



मेगनीशियम धातु मूल्यवान् होने के कारण इस विधि का व्यापार में कोई उपयोग नहीं है।

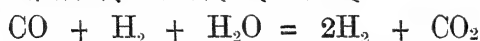
वाटर गैस द्वारा हाइड्रोजन बनाना—भाप को जब रक्त तप्त या श्वेत-तप्त कोक पर प्रवाहित करते हैं तो प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होती है—



इस प्रतिक्रिया में ताप का शोषण होता है, अतः कोक इतना ठंडा हो जाता है कि प्रतिक्रिया आगे रुक जाती है। ऐसा होने पर कोक में हवा फिर धौंकी जाती है, जिससे कोक गरम हो उठता है, और इसकी फिर भाप द्वारा प्रतिक्रिया की जा सकती है। इस प्रकार बारी बारी से भाप और हवा कोक में प्रवाहित करते रहने पर हाइड्रोजन तैयार किया जा सकता है।

इस विधि से जो गैस मिश्रण बनता है उसमें ५०% हाइड्रोजन, ४३% कार्बन एक्साइड, ४% कार्बन द्विऑक्साइड, २% नाइट्रोजन और १% और गैसें होती हैं। इस मिश्रण में से बहुत कुछ शुद्ध हाइड्रोजन प्राप्त करने की दो विधियाँ हैं—

(१) मिश्रण गैस में भाप मिला कर उसे निकेल, लोह या क्रोमियम लवणों के समान उत्प्रेरकों पर प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने से कार्बन एक्साइड कार्बन द्विऑक्साइड में परिणत हो जाता है—



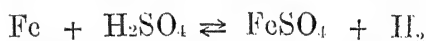
इन गैसों के मिश्रण को दाब पर पानी में होकर प्रवाहित किया जाता है। ऐसा करने से कार्बन द्विऑक्साइड पानी में घुल जाती है और हाइड्रोजन बच रहता है।

(२) दूसरी विधि लिंगे-कैरो (Lindo-Caro) की है। दोनों गैसों में से द्विऑक्साइड की अपेक्षा हाइड्रोजन लगभग ८०° श नीचे तापक्रम पर द्रवीभूत होता है। इस प्रकार द्विऑक्साइड पहले द्रवीभूत करके पृथक् कर ली जाती है, और शुद्ध हाइड्रोजन बच रहता है।

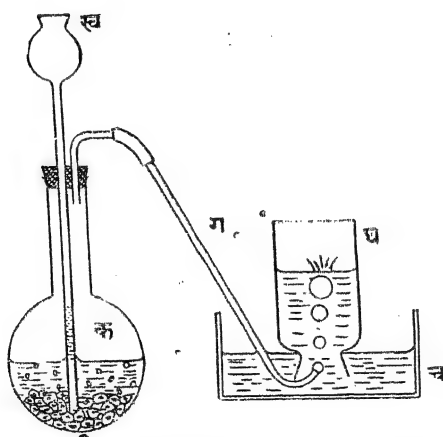
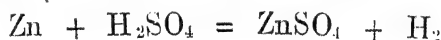
अम्लों और धातुओं की प्रतिक्रिया से हाइड्रोजन—अनेक अम्ल धातुओं के संसर्ग से हाइड्रोजन देते हैं। जो अम्ल निर्बल होते हैं, उनमें

हाइड्रोजन आयन की मात्रा कम होती है। और वे धीरे धीरे हाइड्रोजन देते हैं। नाइट्रिक अम्ल के समान उपचयन करने वाले अम्लों का ऑक्सीजन मुक्त हाइड्रोजन से तत्काल संयुक्त होकर पानी दे देता है। जो धातुयें हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक विद्युत्-धनात्मक हैं, वे ही अम्लों में से हाइड्रोजन मुक्त करा सकती हैं, पर जो धातुयें हाइड्रोजन से कम विद्युत्-धनात्मक हैं वे हाइड्रोजन नहीं दिला सकतीं। इस प्रकार तांबा, पारा और राजसी धातुयें अम्लों के संसर्ग से हाइड्रोजन नहीं देतीं। सीसा की प्रतिक्रिया बहुत धीरे धीरे होती है। अम्लों से हाइड्रोजन मुक्त कराने में जस्ता, मेगनीशियम और लोहा सब से अधिक उपयोगी हैं। मेगनीशियम के संसर्ग से सब से अधिक शुद्ध गैस मिलती है, पर यह खर्चीला अधिक है।

बाजारू लोहे में कार्बाइड, सिलीसाइड आदि के अंश होते हैं, अतः लोहे और अम्लों की प्रतिक्रिया से जो हाइड्रोजन बनता है वह बहुत अशुद्ध होता है। कुछ दिनों पहले इस विधि से बनाए गए हाइड्रोजन का उपयोग गुब्बारों में विशेष किया जाता था। गैस बनाने की प्रतिक्रिया इस प्रकार थी—



प्रयोगशालाओं में जस्ता और गन्धक के हलके तैलाव (१:८) से हाइड्रोजन बनाया जाता है। क्षिप-उपकरण में भी इस विधि का प्रयोग बड़ी सरलता से किया जा सकता है। प्रतिक्रिया इस प्रकार है—

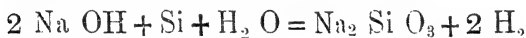
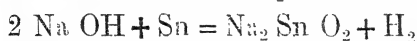
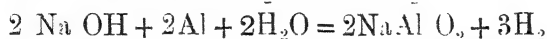
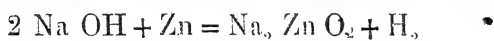


इस प्रकार प्राप्त गैस में निम्न अशुद्धियाँ होती हैं—गन्धक, आर्सेनिक, एंथ्रसनी, कार्बन, फॉस्फोरस और सिलिकन के हाइड्राइड— H_2S , AsH_3 , SbH_3 , C_2H_2 , PH_3 , SiH_4 । इसे शुद्ध करना हो तो इसे पोटैशियम परमैंगनेट के विलयन में, पहले प्रवाहित

चित्र ४५ यशद और सलप्रयूरिक ऐसिड से हाइड्रोजन करो, और फिर सिलवर

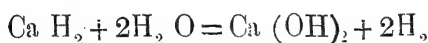
नाइट्रेट के विलयन में, और अन्त में शुद्ध कैल्सियम क्लोराइड में होकर प्रवाहित करके सुखा लो। हाइड्रोजन गैस पानी या पारे के ऊपर इकट्ठी की जा सकती है।

धातु और क्षारों की प्रतिक्रिया से हाइड्रोजन—बहुधा जस्ता, ऐल्यूमीनियम, वंग और सिलिकन धातुयें कास्टिक सोडा के संसर्ग से हाइड्रोजन देती हैं। कास्टिक सोडा के सान्द्र विलयन को गरम कर लेना चाहिए। ऐल्यूमीनियम से बहुत शुद्ध हाइड्रोजन मिलता है। प्रतिक्रिया में सोडियम जिंकेट, ऐल्यूमिनेट, स्टैनाइट, या सिलिकेट बनते हैं।



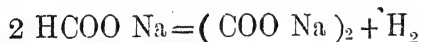
जस्ता और गन्धक के तेज़ाब से प्रतिक्रिया शीघ्र होती है पर जस्ता और कास्टिक सोडा से बहुत ही धीरे धरे। अतः इस धातु क्षार विधि का उपयोग हाइड्रोजन बनाने में शायद ही कहीं किया जाता हो।

हाइड्राइडों से हाइड्रोजन—कैल्सियम हाइड्राइड, पानी के संसर्ग से हाइड्रोजन गैस आसानी से देता है। १ ग्राम हाइड्राइड से एक लीटर से अधिक गैस मिलेगी—



कैल्सियम हाइड्राइड को इस उपयोग के कारण हाइड्रोलिथ (hydrolith) कहते हैं। जैसे कैल्सियम कार्बाइड एसीटिलीन गैस बनाने में सुविधाजनक है उसी प्रकार हाइड्रोलिथ गुब्बारों के लिए हाइड्रोजन बनाने में सुविधाजनक है।

सोडियम फॉर्मेट को गरम करके भी हाइड्रोजन बना सकते हैं। फॉर्मेट से ऑक्जलेट बन जाता है।



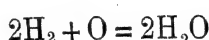
हाइड्रोजन के गुण—हाइड्रोजन नीरंग निर्गन्ध और निःस्वाद गैस है। यह स्वयं ज्वलनशील है, पर ज्वलनशीलता का पोषक नहीं है। हवा में जलने पर यह पानी और क्लोरीन में जलने पर हाइड्रोक्लोरिक एसिक बनाता है। यह विषैला नहीं है और न जीवन का पोषक ही। दलवाँ लोहा से बने

हाइड्रोजन में आर्सीन होती है, और इसलिए यह विपैला हो जाता है। हाइड्रोजन सबसे हलकी गैस है। हवा की अपेक्षा इसका घनत्व 0.069 , और पानी की अपेक्षा इसका घनत्व 0.0000856 (सा० ता० दा० पर) है।

हाइड्रोजन का द्रवीभूत करना साधारण बात नहीं है, जब तक इसे -253° श तक ठंडा न कर लिया जाय। यह साधारण यंत्रों से द्रवीभूत नहीं किया जा सकता क्योंकि -253° के ऊपर के तापक्रम पर जूल-थामसन प्रभाव घनात्मक है अर्थात् गैस के प्रसारण में (यदि कोई कार्य न कराया जाय) गरमी शोषित नहीं होती प्रत्युत विसर्जित होती है। -253° के नीचे के तापक्रमों पर जूल-थामसन प्रभाव ऋणात्मक है। द्रव हाइड्रोजन का कथनांक -252.8° है और यह द्रव -253° पर जमता है। ठोस हाइड्रोजन द्वारा तत्वों के समान धातु नहीं है। द्रव हाइड्रोजन का घनत्व 0.07 है। इतना कम घनत्व और किसी द्रव का नहीं देखा गया।

हाइड्रोजन गैस पानी में बहुत कम घुलती है, 0° श पर १०० आयतन में केवल २ आयतन।

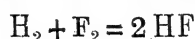
हाइड्रोजन द्वारा रासायनिक प्रतिक्रियायें—हाइड्रोजन हवा या ऑक्सीजन में नीरंग ज्वाला से जलता है। यदि जेट काँच का हो तो ज्वाला पीली होगी, साधारण तापक्रम पर हाइड्रोजन और ऑक्सीजन की प्रतिक्रिया बहुत धीरे धीरे होती है, 150° पर कुछ अधिक और 450° पर विस्फोट के साथ।



बिलकुल शुष्क कर लेने पर दोनों गैसों 600° पर भी प्रतिकृत नहीं होतीं

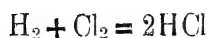
यदि प्लैटिनम-श्याम, या पैलेडियम-श्याम का उपयोग उत्प्रेरकों के रूप में किया जाय तो कमरे के साधारण तापक्रम पर ही हाइड्रोजन ऑक्सीजन से संयुक्त होने लगेगा। इस संयोग में इतनी गरमी उत्पन्न होगी कि गैसें जल उठेंगी।

हाइड्रोजन फ्लोरीन से तत्काल विस्फोट के साथ संयुक्त हो जाता है, यह प्रतिक्रिया अंधेरे में भी शीघ्रता से होती है।

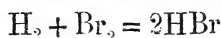


सूर्य के प्रकाश में हाइड्रोजन क्लोरीन से भी कमरे के तापक्रम पर विस्फोट

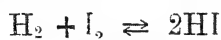
के साथ संयुक्त होता है। प्रकाश के अभाव में यही प्रतिक्रिया 400° के ऊपर होती है।



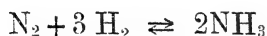
ब्रोमीन और हाइड्रोजन में संयोग 400° से ऊपर के तापक्रम पर ही होता है। प्लैटिनम उत्प्रेरक की उपस्थिति में प्रतिक्रिया शीघ्र होती है।



हाइड्रोजन और आयोडीन का संयोग उत्क्रमणीय (reversible) प्रतिक्रिया है और यह संयोग 400° से ऊपर ही होता है।

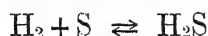


यह प्रतिक्रिया साधारणतः बड़ी धीमी है पर प्लैटिनम-श्याम की उपस्थिति में इसका वेग बहुत बढ़ जाता है। हाइड्रोजन नाइट्रोजन से संयुक्त होकर अमोनिया बनाता है, तापक्रम 200° से अधिक होना चाहिए। यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है।



साधारणतः इस संयोग में अमोनिया बहुत कम बनती है। दाब बढ़ाने पर इसकी मात्रा अधिक हो जाती है। उत्प्रेरकों की अनुपस्थिति में भी इस प्रतिक्रिया का वेग बहुत ही धीमा हो जाता है।

हाइड्रोजन गन्धक, सेलीनियम और टेलूरियम से भी सीधे ही संयुक्त होता है। तापक्रम 250° से 400° तक होना चाहिए। प्रतिक्रिया में H_2S , H_2Se और H_2Te बनते हैं। यह प्रतिक्रिया भी उत्क्रमणीय है—



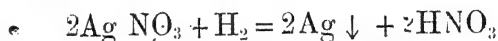
कार्बन विद्युत्-चाप के भीतर यदि हाइड्रोजन प्रवाहित किया जाय तो एसिटिलीन, C_2H_2 , गैस बनती है।

धातुओं के साथ प्रतिक्रियायें— साधारणतया हाइड्रोजन धातुओं से प्रतिकृत नहीं होता और पार्थिव चार धातुयें हाइड्राइड अवश्य बनाती हैं जैसे सोडियम हाइड्राइड NaH ; कैल्शियम हाइड्राइड CaH_2 , आदि।

कुछ धातुओं में हाइड्रोजन शोषण करने की अच्छी क्षमता होती है, जैसे प्लैटिनम, पैलेडियम, आदि। स्पंजी प्लैटिनम ११० आयतन, पैलेडियम ८५०

आयतन, कोबल्ट ६०-१९३ आयतन और लोहा ०.४-१६.२ आयतन हाइड्रोजन के सोखता है। गैसों का यह शोषण रासायनिक संयोग नहीं है। पृष्ठतल पर धातु और गैस के अणुओं में एक प्रकार की विद्युत् युग्मता बन जाती है जिसके कारण गैस धातु के पृष्ठ पर आबद्ध हो जाती है।

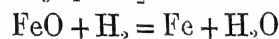
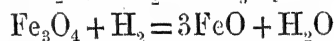
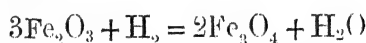
हाइड्रोजन के अपचायक गुण—ठंडे तापक्रम और साधारण दाब पर हाइड्रोजन की यौगिकों से प्रतिक्रिया बहुत धीमी होती है। सिलवर नाइट्रेट और अन्य राजसी धातुओं के यौगिकों के विलयन में यदि हाइड्रोजन गैस प्रवाहित की जाय तो धातु अवक्षिप्त हो जाती है।



ऐसी धातुओं के ऑक्साइड जो हाइड्रोजन की अपेक्षा कम विद्युत धनात्मक हों, हाइड्रोजन के संयोग में १००° से ऊपर के तापक्रमों पर अपचित हो जाते हैं। ताँबे के ऑक्साइड का अपचयन ९०° पर आरंभ होता है और २००° के ऊपर यह प्रतिक्रिया शीघ्रता से होती है।

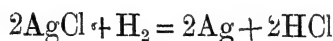


लोहे के ऑक्साइड Fe_2O_3 , का अपचयन क्रमशः कई श्रेणियों में होता है (२२०°—३००°)—



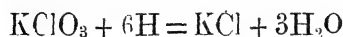
सोडियम ऑक्साइड, कैल्सियम ऑक्साइड, जिंक और ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड हाइड्रोजन गैस से अपचित नहीं होते।

बहुत से क्लोराइड भी जैसे सिलवर क्लोराइड हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम किये जाने पर धातु और हाइड्रोजन क्लोराइड में परिणत हो जाते हैं।

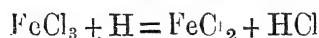


नवजात हाइड्रोजन—साधारण हाइड्रोजन गैस इतनी क्रियाशील नहीं है जितना कि नवजात (nascent) हाइड्रोजन। किसी प्रतिक्रिया में नया नया पैदा हाइड्रोजन बहुत ही क्रियाशील होता है। जस्ता और अभ्रम से निकलता हुआ हाइड्रोजन विलयन में से बाहर आने से पहले ही यदि यौगिकों से प्रतिकृत किया जाय तो क्रिया आसानी से होगी। उदाहरणतः पोटैशियम क्लोरेट के

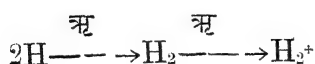
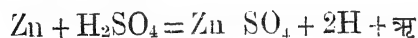
विलयन में यदि हाइड्रोजन गैस प्रवाहित की जाय तो कुछ प्रभाव नहीं होता, पर यदि इसके विलयन में ही हाइड्रोजन तैयार किया जाय (जस्ता और अम्ल डाल कर), तो क्लोरेट से क्लोराइड बन जाता है—



फेरिक क्लोराइड नवजात हाइड्रोजन के साथ फेरस क्लोराइड देता है—



नवजात हाइड्रोजन की क्रियाशीलता इसकी परमाणविक प्रकृति (H) के कारण है। हाइड्रोजन गैस की प्रकृति आणविक (H₂) है। पर यह भी ध्यान रखने की बात है कि सभी नवजात हाइड्रोजन एक से क्रियाशील नहीं होते। जस्ता और गंधक के अम्ल से निकला नवजात हाइड्रोजन पोटैसियम क्लोरेट से क्लोराइड देगा पर सोडियम एमलगम से उत्पन्न नवजात हाइड्रोजन इस प्रतिक्रिया में सफल नहीं होता है। विद्युत् विच्छेदन से बने नवजात हाइड्रोजन की प्रतिक्रियाएँ उन धातुओं पर भी निर्भर होती हैं जिनके ऋणद्वार (कैथोड) बनते हैं। अतः यह निश्चयपूर्वक नहीं कहा जा सकता कि नवजात हाइड्रोजन की क्रियाशीलता एक मात्र उनकी परमाणविक प्रकृति पर निर्भर है। ऐसा भी संभव है कि हाइड्रोजन उत्पन्न होते समय जो शक्ति विसर्जित होती है वह हाइड्रोजन के अणु के साथ लिप्त होकर इसे सचेष्ट बना देती है—



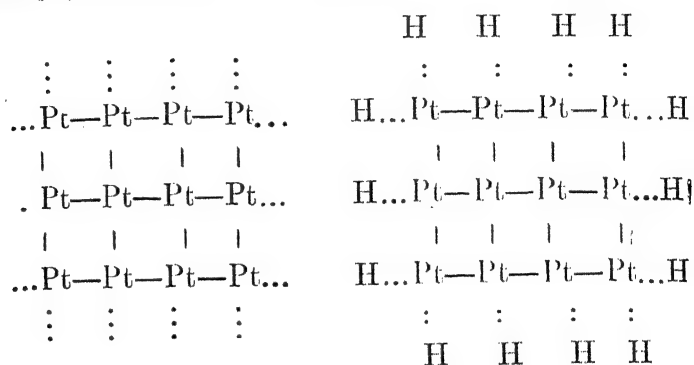
अतः नवजात हाइड्रोजन की क्रियाशीलता न केवल परमाणविक प्रवृत्ति के कारण है, यह अणुओं को सकृत (activated) स्थिति पर भी निर्भर है।

अधिशोषित हाइड्रोजन (Adsorbed hydrogen)—हम यह कह चुके हैं कि प्लैटिनम-श्याम या पैलेडियम श्याम के पृष्ठ तल पर हाइड्रोजन समुचित मात्रा में शोषित होता है। पृष्ठ तलों पर जो शोषण होते हैं उन्हें अधिकतर अधिशोषण (adsorption) कहते हैं। अधिशोषण क्यों होता है इसका उल्लेख पीछे किया जा चुका है। अधिशोषित हाइड्रोजन साधारण हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक क्रियाशील होता है, और इसी आधार पर

प्लैटिनम-श्याम के समान पदार्थों के उत्प्रेरक गुणों की मीमांसा की जा सकती है। लैंग्म्योर (Langmuir) ने इस विषय का विस्तार से अध्ययन किया है। उसका विचार है कि वह हाइड्रोजन जो प्लैटिनम द्वारा शोषित होता है, अथवा जो रक्त-तप्त प्लैटिनम के आरपार प्रविष्ट हो सकता है, अधिकांशतः परमाणविक स्थिति में होता है।



संभवतः नवजात हाइड्रोजन के समान इसके कुछ अणु सकृत अवस्था (H_2^{++}) में भी हों। धातुओं के पृष्ठ तल पर कुछ अवशिष्ट (residual valency) रह जाती हैं जिसके आधार पर अधिशोषण होता है।

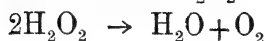
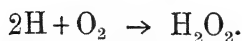


प्लैटिनम पृष्ठ पर अवशिष्ट
संयोज्यतायें

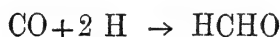
अवशिष्ट संयोज्यताओं द्वारा
हाइड्रोजन का अधिशोषण

परमाणविक हाइड्रोजन—आजकल परमाणविक या क्रियाशील (atomic or active) हाइड्रोजन शब्द का प्रयोग उस हाइड्रोजन के सम्बन्ध में होता है जिसका वुड (Wood) ने सन् १९२० में अध्ययन किया था। वह लम्बी पतली शून्य नली में हाइड्रोजन के रश्मिचित्र की गवेषणा कर रहा था। गैस का दाब आधा मिलीमीटर था, और बिजली की आवर्त धारा इसमें प्रवाहित हो रही थी। विसर्ग (discharge) के समय आणविक हाइड्रोजन परमाणविक स्थिति में परिवर्तित हो गया। वुड ने यह भी देखा कि यदि कोई धात्विक ऑक्साइड विसर्ग नली में रख दिया जाय तो उसका अवकरण भी हो जाता है, और तीव्र दीप्ति प्रकट होती है। यह क्रियाशील हाइड्रोजन पारे के पृष्ठ पर भी दीप्ति प्रदर्शित करता है।

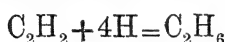
संभवतः पारे का कोई हाइड्राइड बनता हो। विसर्ग नली में यदि ऑक्सीजन रक्खा जाय तो पहले हाइड्रोजन परौक्साइड बनता है जो बाद को पानी और ऑक्सीजन में विभाजित हो जाता है—



यह क्रियाशील हाइड्रोजन कार्बन एकौक्साइड के साथ फॉर्मेलडीहाइड देता है।



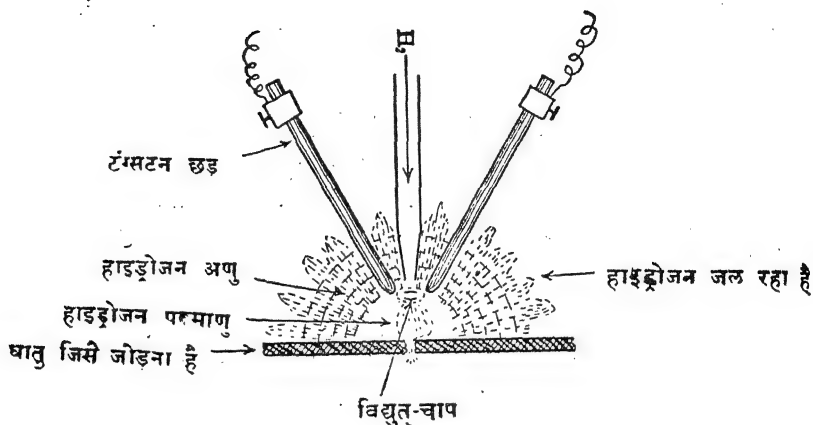
यह एसिटिलीन गैस को अपचित करके एथेन में परिणत कर देता है।



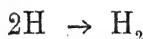
इस प्रकार गन्धक, फॉस्फोरस और आर्सेनिक के साथ यह संयुक्त होकर H_2S , PH_3 और AsH_3 देता है पर यह नाइट्रोजन के साथ अमोनिया नहीं देता।

इस क्रियाशील परमाणविक हाइड्रोजन का जीवनकाल केवल $\frac{1}{10}$ सैकंड है, यद्यपि कुछ लोगों का कहना है कि यह १० सैकंड तक भी स्थायी रक्खा जा सकता है। विद्युत् विभव को नियंत्रित करके यह शुद्धावस्था में विसर्ग नली के मध्य भाग की ओर लाया जा सकता है। बौनहौफर (Bonhoeffer) और उसके सहायकों ने इस क्रियाशील हाइड्रोजन की रासायनिक प्रतिक्रियाओं का अच्छा अध्ययन किया है।

लैंगम्योर का परमाणविक हाइड्रोजन—१९१२ में लैंगम्योर ने यह दिखाया कि यदि टंग्स्टन का तार कम दाब की हाइड्रोजन गैस में बिजली की धारा द्वारा गरम किया जाय, तो जो हाइड्रोजन तार के संपर्क में आता है, वह परमाणविक स्थिति में परिणत हो जाता है ($\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}$) और प्रतिक्रिया में प्रति ग्राम अणु के लिए १०० बृहत् केलारी ताप शोषित होता है। टंग्स्टन चाप हाइड्रोजन में उत्पन्न किया जाय तो उस समय भी इसी प्रकार का परमाणविक हाइड्रोजन बनता है। चाप में आणविक हाइड्रोजन का जेट प्रवाहित करके परमाणविक हाइड्रोजन स्थानान्तरित किया जा सकता है। आणविक और परमाणविक हाइड्रोजन के संपर्क से प्रबल दीप्ति प्रकट होती है। इस प्रक्रिया में परमाणविक हाइड्रोजन आणविक हाइड्रोजन में परिणत हो जाता है—



चित्र ४६—परमाण्विक हाइड्रोजन से धातुओं की जुड़ाई



वैकटरमिया का क्रियाशील हाइड्रोजन—सन १९२२ में वैकटरमिया ने एक प्रकार का क्रियाशील हाइड्रोजन हलके सल्फ्यूरिक एसिड के विद्युत् विच्छेदन से तैयार किया। इस प्रयोग में उसने एक प्लैटिनम नली का उपयोग किया था, जिसमें बहुत से छोटे छोटे छेद कर लिए गए थे। ३-५ एम्पीयर धारा से काम लिया गया। जिस समय विद्युत् विच्छेदन हो रहा था उसने प्लैटिनम नली के भीतर संकुचित नाइट्रोजन गैस यह देखने के लिए प्रवाहित की कि यह क्रियाशील हाइड्रोजन से संयुक्त होकर अमोनिया बनाती है या नहीं। उसे विलयन में अमोनिया की विद्यमानता का पुष्ट प्रमाण मिला। प्लैटिनम नली के स्थान पर लोहे की नली का उपयोग विद्युत् द्वारा के लिए किया जा सकता है। यह क्रियाशील हाइड्रोजन गन्धक के साथ हाइड्रोजन सल्फाइड भी देता है।

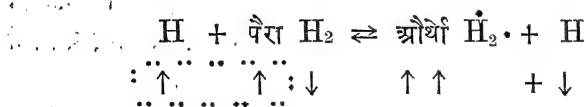
और्थो और पैरा हाइड्रोजन—बौनहौफर (Bonhoeffer) और हार्टेक (Harteck) ने अपनी भौतिक मापों से यह सिद्ध कर दिया कि साधारण हाइड्रोजन वस्तुतः दो प्रकार के हाइड्रोजनों का मिश्रण है। साधारण तापक्रम पर इन और्थो और पैरा हाइड्रोजनों का अनुपात साधारण हाइड्रोजन में ३ : १ का है, पर जैसे जैसे तापक्रम कम होता जाता है, और्थो हाइड्रोजन की मात्रा कम होती जाती है और पैरा हाइड्रोजन की मात्रा बढ़ती जाती है।

द्रव वायु के तापक्रम पर यह अनुपात १ : १ हो जाता है। २०° ४' परम तापक्रम पर लगभग सभी हाइड्रोजन पैरा होता है। और्थो हाइड्रोजन अधिक स्थायी है, और पैरा हाइड्रोजन को प्रकृति सदा और्थो में बदलते रहने की होती है। साधारण तापक्रम पर पैरा हाइड्रोजन लगभग एक सप्ताह तक काँच के बर्तनों में रक्खा जा सकता है, पर प्लैटिनीकृत एसबेस्टस के संपर्क में आते ही यह तत्काल और्थो में बदल जाता है। द्रव वायु के तापक्रम पर कोयला लगभग सम्पूर्णतः पैरा हाइड्रोजन का शोषण कर लेता है, और इस प्रकार और्थो हाइड्रोजन को पैरा से अलग कर सकते हैं। दोनों प्रकार के हाइड्रोजनों के द्रवणांक और वाष्प दाब नीचे दिए जाते हैं। दोनों के त्रिक् बिन्दु (triple points) भी कुछ भिन्न हैं।

	द्रवणांक	वाष्प दाब	त्रिक् बिन्दु
	(६७० मि० मी० दाब पर)	२०° ३६' पर	
साधारण हाइड्रोजन	२०° ३६' A	७६० मि० मी०	१३.६५° A
और्थो	—	७५१ "	—
पैरा	२०. २६'	७८७ "	१३.८३° A

वस्तुतः हाइड्रोजन के अणु में इसके दो परमाणु हैं, अर्थात् दो धनात्मक प्रोटोन केन्द्र और दो ऋणाणु हैं। यह स्पष्टतः संभव है कि दो प्रोटोनों से बना हुआ हाइड्रोजन अणु दो प्रकार का हो। एक में तो दोनों प्रोटोनों का नर्त्तन (spin) एक ही दिशा में हो (अर्थात् दोनों एक ही दिशा में नाचते हों) और दूसरे प्रकार के अणु में दोनों प्रोटोन एक दूसरे से भिन्न दिशा में घूमते हों। जब नर्त्तन एक ही दिशा के होते हैं, तो और्थो हाइड्रोजन कहलाता है, और जब भिन्न दिशा के तो पैरा हाइड्रोजन।

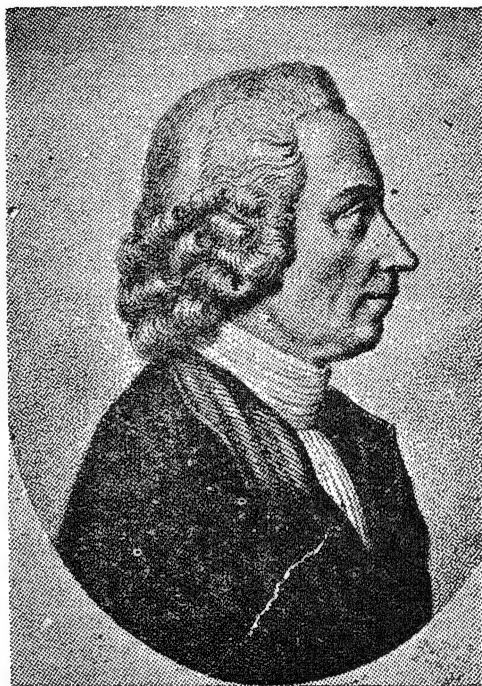
पैरा हाइड्रोजन का अणु हाइड्रोजन परमाणु के संघर्ष से और्थो हाइड्रोजन में निम्न प्रकार परिणत होता है—



पानी

बहुत दिनों तक सभी प्राचीन देशों में पानी को एक तत्त्व माना जाता रहा है। डाल्टन की सूची में भी पानी को तत्त्वों के साथ रक्खा गया

था। सन् १७७६ में मेकर (Macquer) ने पहली बार यह देखा कि हाइड्रोजन के जलने पर उसकी ज्वाला से ठंडे बर्तन पर पानी की बूँदें जमा हो

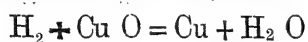


चित्र ४८—जॉसेफ़ प्रीस्टले

जाती हैं। सन् १७८१ में प्रीस्टले (Priestley) ने यह देखा कि “ ज्वलनशील वायु ” और “ फ्लॉजिस्टन रहित वायु ” (ये नाम क्रमशः हाइड्रोजन और ऑक्सीजन के थे) जब विद्युत् चिनगारी द्वारा बन्द बर्तन में संयुक्त किए जाते हैं, तो पानी की बूँदें बर्तन पर जमा हो जाती हैं।

इसी प्रकार सन् १७८६ में वान ट्रूस्टविक (van Troostwijk) और डेइमन (Deiman) ने यह देखा कि घर्षण मशीन से यदि बिजली पानी में होकर प्रवाहित की जाय तो गैस के बुलबुले निकलते हैं। प्रीस्टले के प्रयोग विस्तार से बाद को हेनरी केवेण्डिश (Henry Cavendish)

ने किए। उसने बन्द बर्तन में हाइड्रोजन और ऑक्सीजन के मिश्रण का विस्फोट किया। केवेण्डिश ने इन प्रयोगों द्वारा स्पष्ट सिद्ध कर दिया कि पानी दो गैसों के संयोग से मिल कर बना है—हाइड्रोजन और ऑक्सीजन से। आयतन की दृष्टि से इन दोनों गैसों का अनुपात २:१ है। सन् १८०० में निकल्सन और कार्लाइल (Nicholson and Carlyle) ने पानी के विद्युत् विच्छेदन द्वारा निकली दोनों गैसों का आयतन नाप कर इस अनुपात का समर्थन किया। भार की दृष्टि से हाइड्रोजन का १ भाग ऑक्सीजन के ८ भाग से संयुक्त होकर ९ भाग पानी बनता है। इस अनुपात की पुष्टि ड्यूमा (Dumas) के प्रयोगों से भली प्रकार होती है जो उसने १८४२ में किए थे। इन प्रयोगों में जस्ता और गन्धक के तेजाब से उत्पन्न हाइड्रोजन को कई चूल्हाकार नलियों (U-tubes) में से प्रवाहित करके जिनमें क्रमशः लोड नाइट्रेट, सिलवर नाइट्रेट, पोटैसियम हाइड्रॉक्साइड, और फॉस्फोरस पंचौक्साइड था, शुरु किया गया। इसके बाद इस शुद्ध और शुष्क हाइड्रोजन को तप्त ताँबे के ऑक्साइड पर से प्रवाहित किया।



हाइड्रोजन और कॉपर ऑक्साइड की प्रतिक्रिया से जो पानी बना उसे फॉस्फोरस पञ्चौक्साइड से भरे बल्ब में शोषित किया गया। कॉपर ऑक्साइड की तौल में इस प्रकार जो अन्तर आया उससे ऑक्सीजन की मात्रा पता चली, और फॉस्फोरस पञ्चौक्साइड के बल्ब में जो भार वृद्धि हुई उससे कितना पानी बना, यह पता चला। १६ प्रयोगों के फलस्वरूप निम्न औसत परिणाम मिला—

कॉपर ऑक्साइड द्वारा दिया गया ऑक्सीजन	= ४४.२२ ग्राम
पानी बना	= ४६.७६ ग्राम

∴ पानी में हाइड्रोजन की मात्रा = ५.५४ ग्राम

अतः पानी में ऑक्सीजन की तौल : हाइड्रोजन की तौल = ४४.२२ : ५.५४
= ७.६८ : १

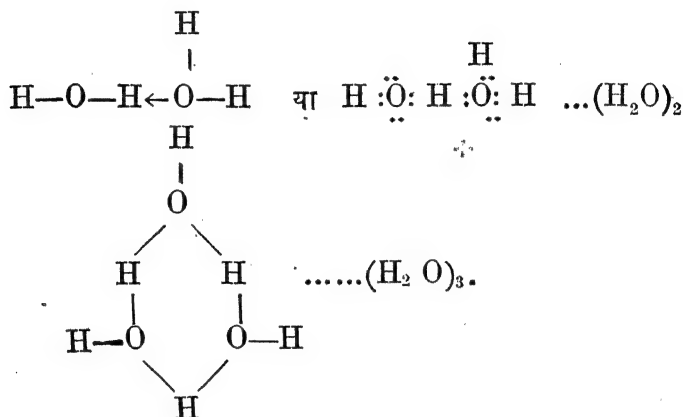
इस प्रकार ड्यूमा ने सिद्ध कर दिया कि पानी में तौल के हिसाब से ८ भाग ऑक्सीजन और १ भाग हाइड्रोजन है।

बाद को एवोगैट्टो और कैनिज़रो (Avogadro and Cannizzaro), एवं गरहर्ट (Gerhardt) ने परमाणुओं और अणुओं के भेदको जब

ठीक-ठीक जान लिया तो यह स्पष्ट हो गया कि पानी में दो परमाणु हाइड्रोजन के और एक परमाणु ऑक्सीजन का है, अतः इसका सूत्र, H_2O , है—



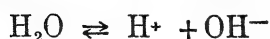
वस्तुतः H_2O सूत्र तो भाप में स्थित पानी का है। द्रव और ठोस अवस्था में स्थित पानी का सूत्र इसी का कोई गुणित है। रामन् प्रभाव (Raman Effect) और रश्मिचित्र के परिणामों से यह सिद्ध हो चुका है कि द्रव पानी में और ठोस बरफ में कुछ अणु H_2O होते हैं, पर कुछ $(H_2O)_2$ और $(H_2O)_3$ भी होते हैं। इनको निम्न प्रकार चित्रित किया जाता है—



इस प्रकार के गुणित अणुओं को सम्बद्ध अणु (associated molecules) कहते हैं। पानी में सम्बद्ध अणु हैं, इसकी पुष्टि निम्न आधार पर भी की जाती है—(१) कथनांक के ठीक ऊपर भाप का अपवाद-स्वरूप बहुत अधिक घनत्व होता है। (२) पानी 100° पर उबलता है, इसके समान के यौगिक H_2S को और भी ऊँचे तापक्रम पर उबलना चाहिए, पर उसका कथनांक— 61° श ही है। (३) पैराकोर (परायतनिक) मान से भी यही पुष्ट होता है। (४) पानी की अनेक अपवाद-स्वरूप विशेषतायें भी इसी की द्योतक हैं।

पानी के भौतिक गुण—पानी सामान्य द्रव पदार्थ है जिससे सभी

परिचित हैं। यह बहुत न्यून मात्रा में ही हाइड्रोजन आयन (H^+) और हाइड्रॉक्सील आयन (OH^-) में विभाजित रहता है।



इसका आयनिक विघटनांक $10^{-13.6}$ अथवा 10^{-14} के लगभग है। शुद्ध जल निर्गन्ध, निस्स्वाद और नीरंग द्रव होता है। इसकी माध्यम संख्या (dielectric constant) ८१ है और इस संख्या के अधिक होने के कारण ही पानी में घुले हुए लवणों का इतना अधिक आयनीकरण (ionisation) होना संभव हुआ है। दूसरे विलायकों की माध्यम संख्या कहीं कम है, इसीलिए उनमें लवण बहुत कम आयनित होते हैं।

पानी का अधिकतम घनत्व 4° पर है। यदि इस घनत्व को १ माना जाय, तो सापेक्षतः पानी का घनत्व अन्य तापक्रमों पर इस प्रकार होगा—

तापक्रम	घनत्व	तापक्रम	घनत्व
0°	०.९९९८७८	20°	०.९९८२७
4°	१.००००००	30°	०.९९५७७
10°	०.९९७३६	100°	०.९५८४

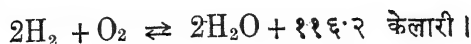
पानी की स्निग्धता (viscosity) और पृष्ठतनाव (surface tension) भिन्न-भिन्न तापक्रमों पर इस प्रकार है—

तापक्रम	स्निग्धता	पृष्ठ तनाव (डाइन प्रति cm.)
0°	०.०१८६३	७५.५
10°	०.०१३११	७४.०
20°	०.०१००६	७२.६
30°	०.००८००	७१.१

पानी का द्रवणांक 0° श, कथनांक ७६० मि०मी० दाब पर 100° , द्रवण का गुप्त ताप ७६.७४ और वाष्पीभवन का गुप्त ताप 100° पर ५३६.१ है। जब हिमपात होता है, तो हिम को सूक्ष्मदर्शक यंत्र में देखने पर हिम के बहुत सुन्दर तारों की आकृति के मण्डि दिखायी पड़ते हैं। ये षट्कोणीय आकृति के होते हैं।

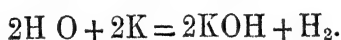
पानी के रासायनिक गुण—यदि पानी को ऊँचे तापक्रमों तक गरम

क्रिया जाय तो निम्न उत्क्रमणीय प्रतिक्रिया के अनुसार इसका विभाजन होता है—



इस प्रकार स्पष्ट है कि पानी के विभाजन में ताप का शोषण होता है। अतः जितना ऊँचा तापक्रम होगा, उतना ही अधिक इसका विभाजन होगा। वस्तुतः १ वायुमंडल दाब पर 1000° श तापक्रम पर पानी 0.000026 प्रतिशत विभाजित होता है, 2000° श तापक्रम पर 0.6 प्रतिशत और 3400° श तापक्रम पर ३० प्रतिशत के लगभग।

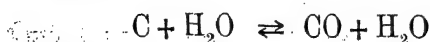
वे तत्त्व जो हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक विद्युत् धनात्मक हैं, पानी से प्रतिक्रिया करके हाइड्रोजन देते हैं जैसा पहले कहा जा चुका है। द्वार और पार्थिव द्वार धातुयें ठंडे पानी से ही प्रतिक्रिया कर देती हैं—



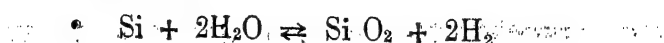
मेगनीशियम गरम पानी के साथ आसानी से हाइड्रोजन देता है। जस्ता और लोहा रक्ततप्त होने पर भाप को विभाजित करते हैं।

मेगनीशियम तो तीव्रता से भाप में जलता है। ऐल्यूमीनियम साधारणतया पानी से कम प्रतिकृत होता है क्योंकि इसके ऊपर ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड की तह जमा हो जाती है, पर ऐल्यूमीनियम और पारे का युग्म ठंडे पानी को विभाजित कर देता है। निकेल, कोबल्ट, वंग, कैडमियम और ऑस्मियम रक्ततप्त होने पर पानी को विभाजित करते हैं। श्वेतताप पर ही सीसे और ताँबे की पानी के साथ प्रतिक्रिया होती है। पारे, चाँदी, सोना और ऑस्मियम को छोड़कर शेष प्लैटिनम समूह की धातुओं पर पानी की कोई प्रतिक्रिया नहीं होती।

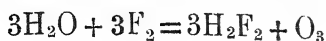
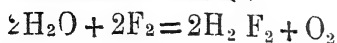
रक्तताप पर कार्बन और पानी के संयोग से कार्बन एक्साइड बनता है।



इसी प्रकार चूर्ण सिलिकन रक्तताप पर प्रतिक्रिया करके सिलिकन ऑक्साइड देता है।



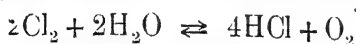
क्लोरीन और पानी के संयोग से हाइड्रोजन फ्लोराइड और ऑक्सीजन और कभी कभी ओज़ोन भी बनते हैं।



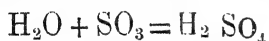
क्लोरीन और पानी के संयोग से हाइपोक्लोरस एसिड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड बनते हैं।



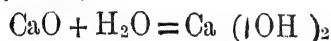
पर सूर्य के प्रकाश में प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होती है।



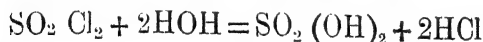
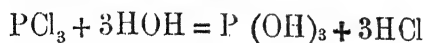
पानी सल्फर ट्रायॉक्साइड के संसर्ग से सल्फ्यूरिक एसिड देता है।



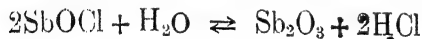
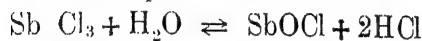
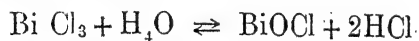
इसी प्रकार कैल्सियम ऑक्साइड पानी के प्रभाव से कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड देगा।



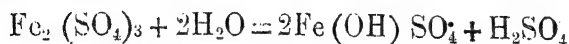
फास्फोरस त्रिक्लोराइड और सल्फ्यूरिक क्लोराइड का पानी से उदविच्छेदन निम्न प्रकार होता है—



बिस्मथ क्लोराइड और एंटीमनी क्लोराइड के उदविच्छेदन से ऑक्सीक्लोराइड बनते हैं :—



फेरिक सल्फेट के उदविच्छेदन से बेसिक फेरिक सल्फेट बनता है, जिसका सूत्र अनिश्चित है।



पानी की सफाई —म्यूनिसिपैलिटी से नलों द्वारा जो पानी हमें मेजा

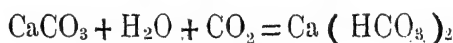
जाता है वह पहले साफ कर लिया जाता है। बरसात के दिनों में नदियों का पानी विशेषरूप से गन्दला हो जाता है। पानी में अशुद्धियाँ कई प्रकार की होती हैं। (१) पानी में छितरा हुआ कूड़ा-करकट और धुली हुई मिट्टी, (२) पानी में रोग के कीटाणु, (३) पानी में घुले हुए लवण।

नदी या तालाब से पम्प किए हुए पानी को बड़े बड़े हौजों में लाते हैं और इसे बारीक कंकरीट, बालू, और कोयला के स्तरों में होकर प्रवाहित करके छानते हैं। कंकरीट, बालू और कोयला बैक्टीरियों (रोग के कीटाणुओं) का शोषण कर लेता है। प्रयोग द्वारा देखा गया है कि यदि हौज में घुसने से पूर्व पानी में प्रति घन सेंटीमीटर ३१,२०० कीटाणु हों, तो छानने के अनन्तर इतने ही पानी में केवल १२२ कीटाणु रह जाते हैं।

रोग के कीटाणुओं का नाश करने के लिए क्लोरीन का भी उपयोग करते हैं। सोडियम हाइपोक्लोराइट का इसके लिए उपयोग किया जा सकता है। कहीं कहीं ओजोन गैस का भी प्रयोग करते हैं। कुएँ के पानी के कीटाणुओं को मारने के लिए पोटासियम क्लोरेट या परमैंगनेट का प्रयोग अच्छा समझा गया है।

कठोर और मृदु पानी—कुँए या नदियों के पानी में बहुधा निम्न चीजें घुली रहती हैं, (१) कैल्शियम बाइकार्बोनेट और कभी कभी मैग्नीशियम बाइकार्बोनेट भी। (२) कैल्शियम और मैग्नीशियम के सल्फेट।

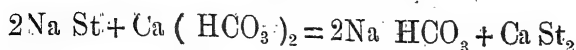
पानी में बहुधा कार्बन डाइऑक्साइड घुली रहती है। इस प्रकार का पानी जब चूने के पत्थर, CaCO_3 , के संसर्ग में आता है तो इसका बाइकार्बोनेट बन जाता है जो पानी में विलेय है—



जिन चूने के पत्थरों में मैग्नीशियम कार्बोनेट भी होता है (जैसे डोलोमाइट में), वहाँ के पानी में मैग्नीशियम बाइकार्बोनेट भी घुला पाया जाता है। सिलखड़ी के पत्थरों के संसर्ग से पानी में कैल्शियम सल्फेट, CaSO_4 , भी आ जाता है (यह लवण ५०० भाग पानी में १ भाग विलेय है)।

ऐसा पानी जिसमें कैल्शियम और मैग्नीशियम के बाइकार्बोनेट या सल्फेट घुले हों, कठोर पानी (hard water) कहलाता है। यह पानी साबुन के साथ प्रतिक्रिया करके अविलेय कैल्शियम या मैग्नीशियम लवण देता है। ऐसा होने से साबुन व्यर्थ अधिक खर्च हो जाता है। कठोर पानी इसी कारण

साबुन के साथ जल्दी अच्छा झाग या फेन नहीं दे पाता। साधारण साबुन यदि सोडियम स्टीयरेट, NaSt , माना जाय तो पानी में घुले हुये कैल्सियम बाइकार्बोनेट के साथ इसकी प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होगी—

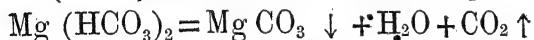


(St से स्टीयरेट का जो $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}$ है, अभिप्राय है।)

अतः यह स्पष्ट है कि जब तक कठोर पानी में से कैल्सियम या मैगनीशियम के ये लवण दूर न कर दिए जायं, साबुन का उचित प्रभाव नहीं हो सकता। कपड़े धोने में जिस पानी का उपयोग करना है, उसके लिए इस बात का ध्यान रखना परम आवश्यक है।

कठोर पानी से एक दूसरा और नुकसान है। कारखानों में बॉयलरों में (पानी उबालने के देशों में) जब पानी उबाला जाता है, तो यदि उसमें कैल्सियम या मैगनीशियम के ये लवण हों तो बॉयलरों के पैदों पर और दीवारों पर अविलेय पदार्थ की मोटी तहें जम जाती हैं। ये तहें गरमी की अच्छी चालक नहीं हैं। परिणाम यह होता है कि बॉयलर के पानी तक नीचे भट्टी से गरमी देर में पहुँचती है। इस प्रकार कारखाने में भट्टी के लिए ईंधन का खर्चा बढ़ जाता है। इस लिए परम आवश्यक है कि बॉयलरों का पानी कठोर न हो, उसे मृदु कर लेना चाहिए।

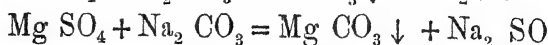
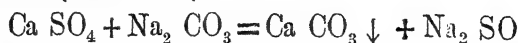
पानी की कठोरता यदि कैल्सियम या मैगनीशियम के बाइकार्बोनेट के कारण हो तो उसे अस्थायी कठोरता कहेंगे। इस कठोरता का दूर करना आसान है। यह पानी केवल उबाल देने से ही हलका हो जाता है, उबालने पर बाइकार्बोनेट से कार्बोनेट बन जाता है, जो या तो अवक्षेप के रूप में बैठ जाता है या बर्तन की सतह पर धीरे धीरे जमा हो जाता है—



पानी की यदि कठोरता कैल्सियम या मैगनीशियम सल्फेट के कारण हो तो इसे स्थायी कठोरता (permanent hardness) कहते हैं। यह कठोरता केवल उबाल कर दूर नहीं की जा सकती। इस कठोरता को दूर करने की तीन विशेष विधियाँ हैं—

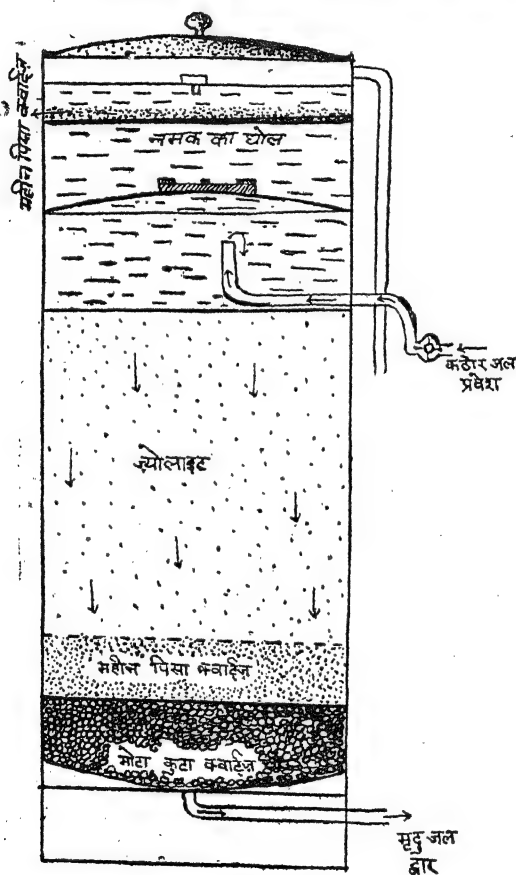
१. घरेलू विधि—पानी में थोड़ा सा सोडियम कार्बोनेट डालते हैं।

ऐसा करने से निम्न प्रतिक्रिया होती है जिससे कैल्सियम और मैग्नीशियम कार्बोनेट के अवक्षेप बैठ जाते हैं—



यह विधि खर्चीली है। समस्त नगर के पानी की कठोरता को दूर करने के लिए इतना सोडा खर्च नहीं किया जा सकता।

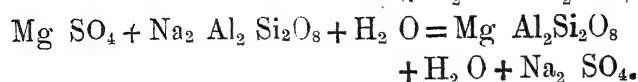
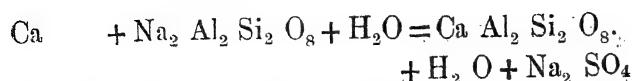
२. परम्यूटाइट विधि—यह विधि आजकल विशेष रूप से काम में



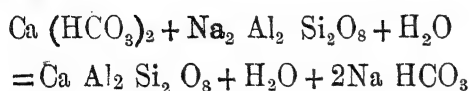
आती है। समस्त नगर के पानी की कठोरता तो इससे दूर नहीं की जाती। जिस कारखाने का पानी मृदु करना हो उसके नल के प्रवेश द्वार पर मृदु करने का यंत्र लगा देते हैं। पानी इस यंत्र में हाइड्रेटेड सोडियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट की तह पर से होकर प्रवाहित होता है। यह पदार्थ ही परम्यूटाइट कहलाता है, यदि इसे कृत्रिम विधि से बनाया गया हो। यदि प्राकृतिक खनिज ज्योलाइट मिलता।

चित्र ४८—परम्यूटाइट विधि

हो तो उससे काम चल सकता है। परम्यूटाइट (अथवा ज्योलाइट) और कठोर पानी के कैल्सियम या मैग्नीशियम सल्फेट में निम्न प्रतिक्रिया होती है—

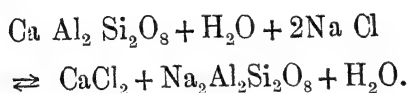


यदि पानी में अस्थायी कठोरता बाइकार्बोनेट के कारण हो तो वह भी दूर हो जाती है—



इस प्रकार परम्यूटाइट का सोडियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट कैल्सियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट में परिणत हो जाता है। सोडियम सल्फेट या सोडियम बाइकार्बोनेट विलयन में चला जाता है। इस प्रकार यंत्र से बाहर निकलने पर पानी में कैल्सियम या मैग्नीशियम लवण बिल्कुल नहीं रह जाते। सोडियम लवण जो पानी में न्यून मात्रा में घुले रहते हैं, सर्वथा निरापद हैं, उनसे कोई नुकसान नहीं होता।

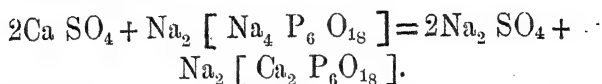
थोड़े दिनों में परम्यूटाइट या ज्योलाइट पूरी तरह कैल्सियम लवण बन जाता है, अतः अब यह काम योग्य नहीं रह जाता। पर इसे सोडियम लवण में फिर परिणत कर देना सरल है। इसके ऊपर पांच मिनट तक साधारण नमक का सान्द्र विलयन प्रवाहित करते हैं। नमक का सान्द्र विलयन पूरी तरह से कैल्सियम लवण को सोडियम लवण में परिणत कर देता है—



कैल्सियम क्लोराइड का विलयन फेंक दिया जाता है, और सोडियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट अर्थात् पुनरुत्पन्न ज्योलाइट या परम्यूटाइट फिर से पानी की कठोरता को दूर करने में काम आता है।

(३) मेटाफॉस्फेट विधि—सोडियम द्विहाइड्रोजन आर्थोफॉस्फेट या पाइरोफॉस्फेट को गरम करके गलाते हैं, और फिर इसे शीघ्र ठंडा करके इससे सोडियम मेटाफॉस्फेट नामक एक पदार्थ बनाते हैं। यह पदार्थ कालगन (calgon) नाम से विख्यात है। इसका सूत्र ($\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_7$)

है। इसमें कुछ सोडियम अम्लीय मूल में है। अतः इसे इस प्रकार लिख सकते हैं— $\text{Na}_2 [\text{Na}_4 \text{P}_6 \text{O}_{18}]$ । यह षष्ठ-मेटाफॉस्फेट कठोर पानी के कैल्सियम लवणों से संयुक्त होकर ऐसा विलेय लवण बनाता है जिसमें कैल्सियम ऋणात्मक आयन का अंश बनता है—



यह ऋणात्मक आयन में स्थित कैल्सियम साबुन के साथ कैल्सियम स्टीयरेट के समान पदार्थों का अवक्षेपन देगा, अतः इसकी उपस्थिति में साबुन से धोने का काम लिया जा सकता है। यह विधि कठोरता दूर करने की एक नवीनतम विधि है। धुलाई के कारखानों में इसका उपयोग होता है।

भारी हाइड्रोजन और भारी पानी

[Heavy Hydrogen and Heavy Water.]

ड्यूटीरियम—भारी हाइड्रोजन का यह वैज्ञानिक नाम है। सन् १९२७ में एस्टन (Aston) ने मास-स्पेक्ट्रोग्राफ से हाइड्रोजन का जो परमाणुभार निकाला वह १.००७७८ निकला। रासायनिक विधि से जो परमाणुभार निकलता था वह १.००७९१ था। इस अन्तर के आधार पर बर्जे और मेंज़ल (Birge and Menzel) ने यह कल्पना की कि संभवतः साधारण हाइड्रोजन में कुछ थोड़ी सी मात्रा दूसरे प्रकार के एक भारी हाइड्रोजन की भी हो जिसका परमाणुभार १ नहीं, बल्कि २ है। उसने हिसाब लगाया कि ४५०० भाग हाइड्रोजन में यदि १ भाग इस भारी हाइड्रोजन का हो तो परमाणुभारों के उस अन्तर की व्याख्या की जा सकती है जो ऊपर के अंकों द्वारा व्यक्त है।

साधारण हाइड्रोजन में भारी हाइड्रोजन सूक्ष्म मात्रा में मिला हुआ है, इस संभावना से प्रेरित होकर सन् १९३१ में संयुक्त राज्य अमरीका के एक रसायनज्ञ यूरे (Urey) ने द्रव हाइड्रोजन पर प्रयोग आरंभ किए। उसने ४ लिटर द्रव हाइड्रोजन को शनैः शनैः उड़ाया, यहाँ तक कि १ घ० सै० मी० द्रव रह गया। त्रिक् बिन्दु (triple point) के निकट आंशिक खवण करने से आशा की जाती थी, कि द्रव में भारी हाइड्रोजन का अनुपात बढ़ जायगा। यह जो १ घ० सै० मी० द्रव मिला उसकी गैस बना कर उसका बामर (Balmer) रश्मिचित्र लिया गया। इस रश्मिचित्र में

एक रेखा उसी स्थल पर प्रकट हुई जहाँ पर भारी हाइड्रोजन की होनी चाहिए थी, यदि गणना इस दृष्टि से की जाय कि परमाणु संख्या १ है, पर परमाणुभार २। इस प्रकार भारी हाइड्रोजन का अस्तित्व दृढ़ हो गया।

यह हम आगे बताएँगे कि भारी पानी कैसे तैयार किया गया। भारी पानी के विद्युत् विच्छेदन से अब तो भारी हाइड्रोजन आसानी से बनाया जा सकता है। भारी हाइड्रोजन का केन्द्रभार २ होता है, पर धनात्मक शक्ति केन्द्र पर १ इकाई ही होती है।

भारी हाइड्रोजन का केन्द्र = १ प्रोटोन + १ न्यूट्रोन

साधारण हाइड्रोजन का केन्द्र = १ प्रोटोन

दोनों की परमाणु संख्या एक ही है। दोनों के परमाणु की बाहरी परिधि पर १ ऋणाणु चक्र लगाता है।

भारी हाइड्रोजन साधारण हाइड्रोजन की अपेक्षा २ गुना भारी है, अतः इसका प्रसरण गुणक (diffusion coefficient) और ताप चालकता साधारण हाइड्रोजन की अपेक्षा $\frac{1}{2}$ गुना होगी। द्रव ड्यूटीरियम का वाष्प-दाब एक ही तापक्रम पर द्रव हाइड्रोजन की अपेक्षा कम होता है। हलके हाइड्रोजन के त्रिक बिन्दु 13° पर दोनों के वाष्पदाबों का अनुपात $2:1$ है। इसीलिए ड्यूटीरियम का कथनांक भी हाइड्रोजन के कथनांक से अधिक है। दोनों के कुछ भौतिक गुण नीचे दिए जाते हैं।

	हाइड्रोजन, H_2	ड्यूटीरियम, D_2
कथनांक	$20.36^{\circ} A$	$23.50^{\circ} A$
त्रिक बिन्दु	$13.82^{\circ} A$	$18.75^{\circ} A$
त्रिक बिन्दुओं पर वाष्पीकरण का ताप	२१८ केलारी / ग्रामअणु	३०८ केलारी / ग्रामअणु
द्रवण का ताप	२८ केलारी / ग्रामअणु	३७ केलारी / ग्रामअणु
ठोस का आणविक आयतन	26.15 c.c.	23.16 c.c.
रीडबर्ग स्थिरांक	$108667.66 \text{ cm}^{-1}$	$108667.62 \text{ cm}^{-1}$

हाइड्रोजन के अणु में दो परमाणु होते हैं अतः हाइड्रोजन के अणु तीन प्रकार के हो सकते हैं H_2 , HD और D_2 । इन तीनों प्रकार के अणुओं को परमाणुओं में विश्लेषित करने के ताप क्रमशः 1026° , 1034° और 1084° केलारी हैं।

भारी पानी—सन् १९३३ में अमरीकन रसायनज्ञ यूरे (Urey) ने यह प्रदर्शित कर दिया कि हमारे साधारण पानी में कुछ अंश (६००० भाग में १ भाग) भारी पानी का है । भारी पानी से अभिप्राय उस पानी से है जिसके अणु में हाइड्रोजन के स्थान में भारी हाइड्रोजन अर्थात् ड्यूटीरियम हो । साधारणतः भारी हाइड्रोजन को ^2H या D संकेत द्वारा प्रकट करते हैं, अतः भारी पानी का सूत्र $^2\text{H}_2 \text{O}$ या $\text{D}_2 \text{O}$ हुआ ।



चित्र ४६—हेरल्ड यूरे (भारी पानी का आविष्कारक)

साधारण पानी से भारी पानी पृथक् करने में सफलता लेविस (Lewis) और मेकडोनल्ड (Macdonald) नामक रसायनज्ञों ने प्राप्त की । उन्होंने बिजली की सेल के पानी का उपयोग किया । इस विद्युत् विच्छेदन वाली सेल में $N/2$ शक्ति का कार्बिक सोडा विलयन लिया गया था । निकेल के विद्युत् धारों के बीच में २५० ऐम्पीयर की प्रबल धारा द्वारा पानी का तब तक विद्युत् विच्छेदन किया गया जब तक कि ९० प्रतिशत पानी का विच्छेदन न हो गया । शेष जल के दसवें भाग को कार्बन डिऑक्साइड प्रवाहित करके शिथिल कर लिया गया, और शेष भाग को भभके में खवण किया । अब दोनों भाग मिला दिए गए और विद्युत् विच्छेदन फिर आरंभ किया गया । इस पूरी प्रक्रिया को बार बार तब तक दुहराया गया जब तक अन्त में 0.5 C.C. शेष जल न रह गया । विद्युत् विच्छेदन का तापक्रम सदा 0° से 35° के बीच में रक्खा गया । इस प्रकार बड़े परिश्रम के अनन्तर २० लीटर पानी से 0.5 C.C. भारी पानी प्राप्त हुआ । इसके बनाने में कितनी अधिक बिजली खर्च हुई, इसका अनुमान लगाया जा सकता है । इस प्रकार की विधि से अब तो बाज़ार में १० से ८०% तक के भारी पानी के विलयन बड़े दामों में

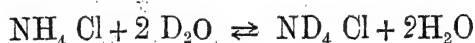
बिकते हैं। भारी पानी और भारी हाइड्रोजन के आविष्कार ने वैज्ञानिक जगत में नयी क्रान्ति उत्पन्न कर दी। इस युद्ध की समाप्ति पर जापान पर जो परमाणु बम छोड़ा गया था, संभवतः उसमें भी भारी पानी का उपयोग किया गया था।

भारी पानी के गुण—साधारण पानी और भारी पानी के भौतिक गुणों में थोड़ा सा अन्तर होना स्वाभाविक है क्योंकि एक में जो हाइड्रोजन है वह दूसरे के हाइड्रोजन के भार का आधा है। हल्के पानी का अणुभार १८ और भारी पानी का अणुभार २० है अतः भारी पानी का घनत्व हल्के पानी की अपेक्षा ११% अधिक है। घनत्व के आधार पर पता लगाया जा सकता है कि बाज़ार में बिकने वाले भारी पानी के विलयन में कितने प्रतिशत भारी पानी है। भारी पानी के कुछ भौतिक अंक नीचे की सारणी में दिए जाते हैं, और तुलना करने के लिए साधारण पानी के भौतिक अंक भी साथ साथ दिए गए हैं।

	साधारण पानी H_2O	भारी पानी D_2O
२०° पर पानी का घनत्व	०.९९८२	१.१०५६
द्रवणांक	०°C	३.८°C
कथनांक	१००°C	१०१.४२°C
अधिकतम घनत्व का तापक्रम	४°C	११.६°C
वाष्पीकरण का ताप, कैलरी प्रति अणु	ल	ल + २५६
माध्यमिक संख्या	८२	८०.५
२०° पर स्निग्धता (viscosity)	१०.८७	१४.२
२०° परं पृष्ठ तनाव	७२.७५	६७.८
वर्तनांक	१.३३२६	१.३२८१
K ⁺ आयन की प्रवास संख्या, १८° पर	६४.२	५४.५
Cl ⁻ " " "	६५.२	५५.३
Na Cl की विलेयता, ग्राम प्रति लीटर	३५.६	३०.५

तम्बाकू आदि पदार्थों के अंकुर उगा कर यह देखा गया है कि भारी पानी जीवन के लिए हलके पानी की अपेक्षा कम लाभदायक है। तम्बाकू के बीज शुद्ध भारी पानी में उगते ही नहीं। एक वैज्ञानिक ने तो भारी पानी को ही मनुष्य की मृत्यु का कारण बताया। उसका कहना है कि हम जो जल पीते हैं, उसका भारी पानी धीरे-धीरे शरीर में संग्रह होता जाता है, और नियत मात्रा से अधिक संग्रह होने पर ही मनुष्य की मृत्यु हो जाती है।

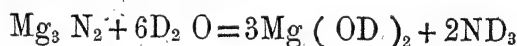
लार्ड रथरफोर्ड (Lord Rutherford) के कथनानुसार यदि अमोनियम क्लोराइड, $\text{NH}_4 \text{Cl}$, को भारी पानी के संपर्क में रखा जाय तो भारी पानी का भारी हाइड्रोजन अमोनियम क्लोराइड के हलके हाइड्रोजन का स्थान ले लेता है—



इस प्रकार भारी हाइड्रोजन वाला अमोनियम क्लोराइड मिलता है। इसी प्रकार अमोनियम सल्फेट, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4$, से $(\text{ND}_4)_2 \text{SO}_4$ भी प्राप्त होता है। लेविस और शुटज (Lewis and Schutz) ने जो भारी ऐसीटिक एसिड, $\text{CH}_3\text{COO D}$, बनाया है, वह साधारण की अपेक्षा 3.3° नीचे तापक्रम पर पिघलता है।

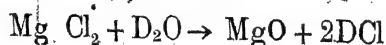
ड्यूटीरियम के कुछ यौगिक—हम ड्यूटीरियम के कुछ मुख्य यौगिकों का विवरण देंगे। आजकल तो हज़ारों यौगिक इस प्रकार के बनाए जा चुके हैं।

(१) ड्यूटीर-अमोनिया, ND_3 —यह मेगनीशियम नाइट्राइड और भारी पानी के संयोग से बनती है—



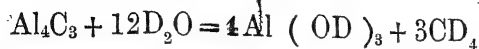
यदि भारी पानी में साधारण पानी, H_2O , का भी कुछ अंश हो तो साथ-साथ $\text{NH}_3 \text{D}$, और NHD_2 की भी कुछ मात्रा बनेगी।

(२) ड्यूटीरियम क्लोराइड, DCl —यदि भारी पानी की वाष्प निर्जल मेगनीशियम क्लोराइड, Mg Cl_2 , के संपर्क में 600° तापक्रम पर आवें, तो यह बनता है। इसका पानी में विलयन हाइड्रोक्लोरिक एसिड के समान ड्यूटीरोक्लोरिक एसिड कहलाता है—

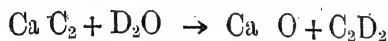


(३) ड्यूटीरियम फ्लोराइड, DF—यह भारी हाइड्रोजन और सिलवर फ्लोराइड के संपर्क से 110° पर बनता है।

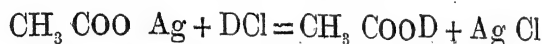
(४) ड्यूटीरो मेथेन, CD_4 —यह भारी पानी और ऐल्यूमीनियम कार्बाइड के संपर्क से बनता है—



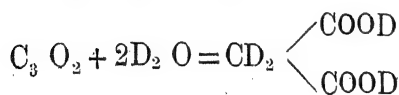
इसी प्रकार कैल्सियम कार्बाइड और भारी पानी के संसर्ग से ड्यूटीरो-ऐसिटिलीन, C_2D_2 , बनता है—



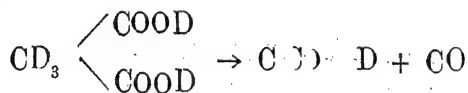
(५) ऐसीटिक ड्यूटीरऐसिड, CH_3COOD —यह सिलवर ऐसीटेट और ड्यूटीरियम क्लोराइड की प्रतिक्रिया से बनता है—



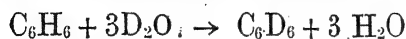
(६) त्रिड्यूटीर ऐसीटिक ड्यूटीर ऐसिड, CD_3COOD —जब कार्बन सबोक्साइड, C_3O_2 , को शुष्क बैंज़ीन में भारी पानी के संपर्क में लाते हैं तो त्रिड्यूटीरो मेलोनिक् ड्यूटीर ऐसिड, $CD_2(COOD)_2$ बनता है, जो मेलोनिक् ऐसिड का भारी प्रतिरूप है—



यदि इसे 150° तक गरम किया जाय, तो त्रिड्यूटीर ऐसीटिक ड्यूटीर ऐसिड, CD_3COOD , बनता है, जो ऐसीटिक ऐसिड का पूर्णतः भारी प्रतिरूप है—



(७) भारी बैंज़ीन या षट्‌ड्यूटीर बैंज़ीन, C_6D_6 —यदि साधारण बैंज़ीन को भारी पानी के संसर्ग में निकेल कीसेलगर उत्प्रेरक की विद्यमानता में रक्खा जाय, तो बैंज़ीन के ६ हाइड्रोजन ६ ड्यूटीरियम से स्थापित हो जाते हैं—

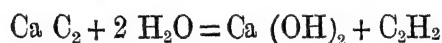


नीचे दी गयी सारणी में हाइड्रोजन और ड्यूटीरियम के कुछ भौगिकों की तुलना की गयी है—

हाइड्रोजन यौगिक			ड्यूटीरियम यौगिक		
	द्रवणांक °C	कथनांक		द्रवणांक °C	कथनांक
HF	...	२०.०	DF	...	—१८.७
HCl	—११४.२	—८५	DCI	—११४.९	—८१.५
HBr	...	—६५.८	DBr	...	—६५.८
HI	...	—३५.६	DI	...	३६.१
H ₂ CN	—१४	२५.४	DCN	—१२	२६.१
NH ₃	—७७.६	—३३.३	ND ₃	—७४	—३०.८
C ₆ H ₆	५.५	८०.१२	C ₆ D ₆	६.८	७६.४

पानी की पहिचान और उसका परिमाणन—किसी भी चीज़ में पानी है या नहीं, यह जानने के लिए उसमें निर्जल कॉपर सल्फेट का थोड़ा सा चूरा डालो। यदि इसका रंग नीला पड़ जाय तो समझा जा सकता है कि उसमें पानी है।

यदि किसी द्रव में पानी मिला हो तो उसमें कैल्सियम कार्बाइड डालो, और ऐसा करने पर जितनी ऐसिटिलीन गैस बने नाप लो—



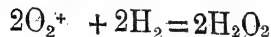
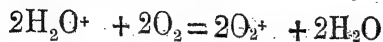
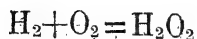
इस गैस की नाप के आधार पर हिसाब लगाया जा सकता है कि उस पदार्थ में कितना पानी है।

किसी कार्बनिक यौगिक के भस्मीकरण से पानी की कितनी भाप बनती है, यह जानने के लिए भाप को तीव्र गन्धकाम्ल या कैल्सियम क्लोराइड, या फॉस्फोरस पेंचौक्साइड से भरे बल्ब या चूल्हाकार नली में प्रवाहित करते हैं। ये बल्ब प्रयोग के आरंभ और अन्त में तौलने पर बता देते हैं कि कितना पानी इन्होंने लिया है।

हाइड्रोजन परौक्साइड

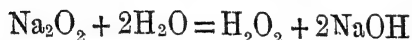
जब हाइड्रोजन और ऑक्सीजन परस्पर संयुक्त होते हैं तो अधिकांश तो पानी बनता है, पर कुछ सूक्ष्म भाग हाइड्रोजन परौक्साइड का भी बनता है।

वस्तुतः हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का संयोग कई शृंखलाबद्ध प्रतिक्रियाओं में होता है जैसे—

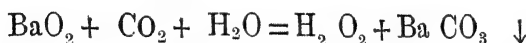


जिन यौगिकों पर तारक चिह्न (*) बने हैं, उन्हें सकृत (activated) अवस्था में समझना चाहिए।

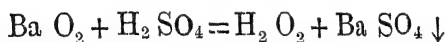
हाइड्रोजन परीक्साइड बहुधा परीक्साइड पर अम्ल या पाषाण की प्रतिक्रिया करके बनाते हैं। यदि सोडियम परीक्साइड को बर्फ से ठंडे किए पानी में छोड़ा जाय तो सोडियम हाइड्रॉक्साइड और हाइड्रोजन परीक्साइड बनेंगे।



पर हाइड्रोजन परीक्साइड को विलेय लवणों से अलग करना आसान काम नहीं है। अतः इसे बनाने के लिए बेरियम परीक्साइड का उपयोग करते हैं। इसमें यदि कार्बन डिऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाय तो अविलेय बेरियम कार्बोनेट अवक्षिप्त हो जायगा जिसे छानकर अलग करते हैं।



दूसरी अधिक उपयोगी विधि इस प्रकार है जिसमें कार्बन डिऑक्साइड के स्थान में सल्फ्यूरिक एसिड प्रयोग किया जाता है।



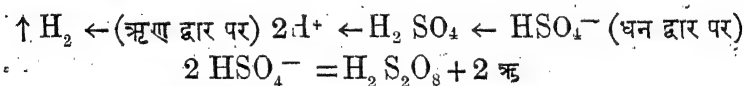
बेरियम सल्फेट का अविलेय अवक्षेप छान कर अलग कर दिया जाता है। प्रयोग के लिए २० c.c. सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के लेकर इसमें २०० c.c. पानी मिलाओ। विलयन को बर्फ जमाने के मिश्रण द्वारा ०° c तक ठंडा कर लो। बेरियम परीक्साइड के चूर्ण को पानी के साथ लेई सा कर लो। और इसकी थोड़ी थोड़ी मात्रा सल्फ्यूरिक एसिड के विलयन में डालो जब तक कि अम्लता थोड़ी ही शेष न रह जाय। अब विलयन को बर्फ की पेट्टी में २४ घंटे रख छोड़ो। अविलेय बेरियम सल्फेट छानकर अलग कर लो और छाने निस्पन्द (filtrate) में और जो कुछ अम्लता शेष रह गयी हो, उसे बेरियम हाइड्रॉक्साइड के विलयन से शिथिल कर के फिर छान लो। एस करने से हाइड्रोजन परीक्साइड का शुद्ध विलयन प्राप्त होगा।

हाइड्रोजन परीक्साइड के विलयन का सान्द्रीकरण—साधारणतः उबाल करके हाइड्रोजन परीक्साइड का विलयन सान्द्र (गाढ़ा) नहीं किया जा सकता, क्योंकि यह विभाजित हो जाता है। यदि इसका विलयन सान्द्र करना हो तो पहले शून्य दाब पर 60° — 70° के निकट उबालते हैं। ऐसा करने से विलयन में ४५% हाइड्रोजन परीक्साइड हो जाता है। यदि और सान्द्र करने का प्रयत्न किया जाय तो यह निम्न प्रकार विभाजित होगा—



यदि और गाढ़ा करना हो तो दाब १५ मि०मी० के निकट रखना चाहिए। ऐसा करने पर विलयन $35-40^{\circ}\text{C}$ तापक्रम पर उबाला जा सकता है। इस तापक्रम पर आंशिक खवण करके शेष पानी पृथक् किया जा सकता है। खवित होकर जो द्रव भाग आता है वह अधिकांश पानी है। धीरे-धीरे खवण का तापक्रम बढ़ जाता है। जब 70°C के निकट पहुँच जाय तो खवण बन्द कर देना चाहिए। कुप्पी में जो द्रव रह गया है वह लगभग शुद्ध हाइड्रोजन परीक्साइड है। इसे फिर शून्य-शोषित्र (वेकुअम डेसीकेटर) में सान्द्र सलप्रयूरिक एसिड पर रखकर और भी सान्द्र किया जा सकता है। अथवा इसे खूब ठंडा करके इसमें से हाइड्रोजन परीक्साइड के मणिभ प्राप्त किए जा सकते हैं। ये मणिभ शुद्ध १००% हाइड्रोजन परीक्साइड के हैं।

परीक्साइड बनाने की दूसरी विधि—यदि ५० प्रतिशत सलप्रयूरिक एसिड के विलयन का विद्युत् विच्छेदन किया जाय तो परसलप्रयूरिक एसिड बनता है—



यह परसलप्रयूरिक एसिड और हलका किए जाने पर हाइड्रोजन परीक्साइड देता है।

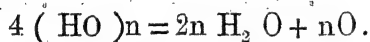


जीनदाब के अन्दर इस हाइड्रोजन परीक्साइड का खवण किया जा सकता है। जितना सलप्रयूरिक एसिड प्रयोग के आरम्भ में लिया था, उतना ही अन्त तक बना रहता है, इसलिए इस विधि में केवल बजली के खर्चे के, और किसी चीज का खर्चा नहीं है।

बाजारों में हाइड्रोजन परीक्साइड का विलयन अनेक नामों से बिकता है, जैसे “परहाइड्रोल” “मरकौल” आदि। बोतलों पर लिखा होता है कि इसमें भरे विलयन की शक्ति “१० Volume” “२० Volume” इत्यादि है। “१० Volume” का अभिप्राय यह है कि यह विलयन अपने आयतन का १० गुना आयतन हाइड्रोजन परीक्साइड का देगा। मर्क का ३०% परहाइड्रोल लगभग “१०० आयतन” शक्ति का होता है। ३% विलयन लगभग “१० आयतन” शक्ति का माना जाता है।

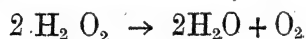
भौतिक गुण—शुद्ध जलरहित हाइड्रोजन परीक्साइड नीरंग, चासनी-दार द्रव होता है (कभी कभी इसमें हलकी सी नीली आभा होती है)। इसमें कोई गन्ध नहीं होती, हलके विलयनों में धातु का सा स्वाद होता है। शुद्ध परीक्साइड त्वचा पर पड़ने पर फफोले उठाता है। इसका क्वथनांक $104-105^{\circ}\text{C}$ है (दाब ६८ मि० सी०)।

शुद्ध परीक्साइड जब विभाजित होता है तो प्रति २ ग्राम अणु पानी के साथ १ ग्राम अणु ऑक्सीजन का निकलता है। अतः इसका संगठन (HO) हुआ।—



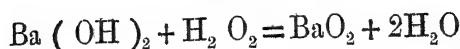
इसके विलयनों का द्रवणांक यह बताता है कि इसका अणुभार ३४ होना चाहिए, अर्थात् इसका अणु सूत्र H_2O_2 है।

रासायनिक गुण—हाइड्रोजन परीक्साइड को 100°C तक गरम करें तो यह विभाजित होकर पानी और ऑक्सीजन देता है—

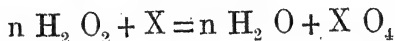


शुद्ध परीक्साइड विस्फोट के साथ विभाजित होता है। यदि परीक्साइड उत्प्रेरकों के सम्पर्क में (जैसे स्वर्ण, चाँदी, या प्लैटिनम के धातु चूर्ण, या कार्बन, आयोडीन आदि) आवे तो साधारण तापक्रम पर ही इसका विभाजन होने लगता है। बहुत से कार्बनिक पदार्थ भी उत्प्रेरण का कार्य करते हैं। यदि परीक्साइड के विलयन में एक बूँद रुधिर की पड़ जाय तो यह सनसनाने लगता है।

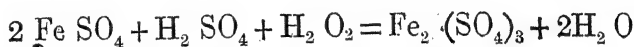
हाइड्रोजन परीक्साइड में हलके आम्लिक गुण होते हैं। इस गुण के अनुसार यह बेरियम हाइड्रॉक्साइड को बेरियम परीक्साइड में पूर्णित कर देता है—



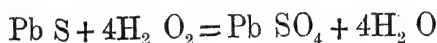
उपचायक या ऑक्सिकारक गुण—हाइड्रोजन परीक्साइड का अधिकांश उपयोग इसके उपचायक गुणों के कारण है। यदि यह किसी अपचायक या अवकारक पदार्थ X के साथ प्रतिक्रिया करे तो—



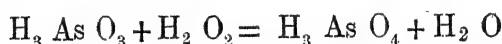
(क) इस प्रकार यह फेरस सल्फेट को फेरिक सल्फेट में परिणत कर देता है—



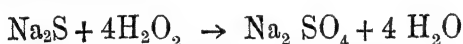
(ख) लेड सल्फाइड इसके संसर्ग से लेड सल्फेट में परिणत हो जाता है—



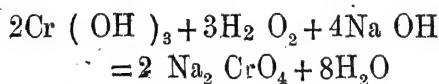
(ग) आर्सेनियस ऐसिड (या आर्सेनाइट) आर्सेनिक ऐसिड (या आर्सेनेट) में परिणत हो जाते हैं—



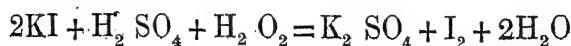
इसी प्रकार सल्फाइड, सल्फाइट और थायोसल्फेट तीनों ही सल्फेट में परिणत हो जाते हैं।



(घ) क्रोमिक हाइड्रैक्साइड क्षार की विद्यमानता में परीक्साइड से क्रोमेट में परिणत हो जाता है (प्रतिक्रिया बहुधा सोडियम परीक्साइड से करते हैं)।



(ङ) पोटैशियम आयोडाइड के अम्लीय विलयन में से आयोडीन निकालता है—



हाइड्रोजन परीक्साइड के उपचायक गुणों का उपयोग कार्बनिक प्रतिक्रियाओं में भी किया जा सकता है। यह काले बालों की आभा सुनहरी

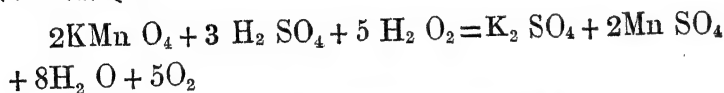
कर देता है। रोग के कीटाणुओं को मार डालता है अतः फोड़ों के धोने में इसका उपयोग है। कान के भीतर का मैल निकालने के काम आता है।

अपवाद-स्वरूप अपचायक (अवकारक) गुण—हाइड्रोजन परीक्साइड अपचायक पदार्थों के साथ तो प्रतिक्रिया करता ही है, यह कुछ अपचायक पदार्थों के साथ भी प्रतिक्रिया करता है, मानों कि इसमें स्वयं अपचायक गुण हों। वस्तुतः यह बात अपचायक गुण के कारण नहीं है। हाइड्रोजन परीक्साइड का एक अणु आरंभ में इस प्रकार विभाजित होता है—



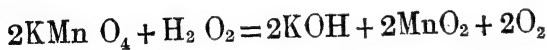
यह परमाण्विक ऑक्सीजन अस्थायी है, यह कहीं से दूसरा ऑक्सीजन परमाणु लेकर ऑक्सीजन अणु, O_2 , बन जाना चाहता है। उसकी इस प्रवृत्ति के कारण ही दूसरे उपचायक या ऑक्सिकारक पदार्थों से ऑक्सीजन अलग हो जाता है।

(क) हाइड्रोजन परीक्साइड पोटैशियम परमैंगनेट के विलयन में से ऑक्सीजन ले लेता है। अम्लीय विलयन में परमैंगनेट का लाल रंग मिट जाता है—

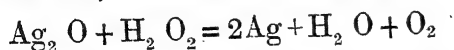


ऑक्सीजन गैस सनसना कर प्रतिक्रिया में निकलती है।

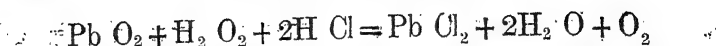
यदि अम्ल का प्रयोग न किया जाय तो मैंगनीज द्विऑक्साइड का भूरा अवक्षेप आवेगा, और ऑक्सीजन गैस निकलेगी। विलयन क्षारीय हो जायगा—



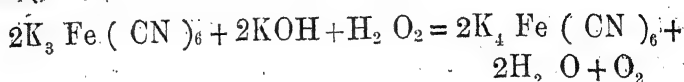
(ख) हाइड्रोजन परीक्साइड नम सिलवर ऑक्साइड के साथ प्रतिक्रिया करके चाँदी, ऑक्सीजन और पानी देता है—



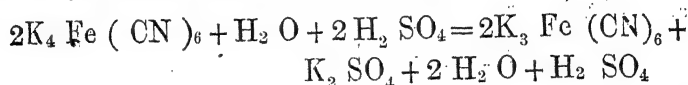
(ग) लेड परीक्साइड का भी अपचयन हाइड्रोजन परीक्साइड से हो जाता है। यदि प्रतिक्रिया हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड की उपस्थिति में की जाय तो लेड ऑक्साइड का क्लोराइड बन जावेगा।



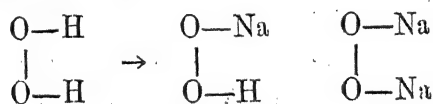
(घ) पोटैसियम फेरिसायनाइड का क्षारीय विलयन हाइड्रोजन परीक्साइड के साथ पोटैसियम फेरिसायनाइड देगा।



पर यदि प्रतिक्रिया अम्लीय विलयन में की जाय तो पोटैसियम फेरिसायनाइड फेरिसायनाइड में परिणत हो जायगा—



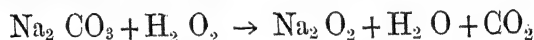
परीक्साइड—निर्जल हाइड्रोजन परीक्साइड में अम्लीय गुण होते हैं। यह द्विभास्मिक एसिड है, अतः इसके दो प्रकार के लवण बनेंगे, परीक्साइड और एसिड परीक्साइड—



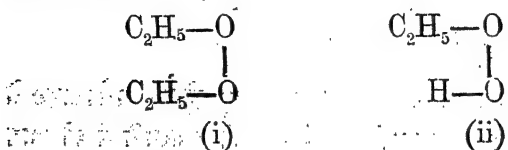
एसिड परीक्साइड परीक्साइड

इसी प्रकार अमोनियम एसिड परीक्साइड $(\text{NH}_4) \text{HO}_2$ और अमोनियम परीक्साइड $(\text{NH}_4)_2 \text{O}_2$ दोनों मिलते हैं।

व्यापार में सोडियम परीक्साइड सोडियम को कार्बन ड्वाइऑक्साइड से हीन छुक्त हवा में गरम करके बनाया जाता है। यह हाइड्रोजन परीक्साइड और कार्बोनेट सोडा अथवा सोडियम कार्बोनेट के संयोग से भी बन सकता है।



हाइड्रोजन परीक्साइड द्विएथिलसल्फेट, $(\text{C}_2 \text{ H}_5)_2 \text{ SO}_4$ के साथ प्रतिक्रिया करके द्विएथिल परीक्साइड (i) और एथिल हाइड्रोपरीक्साइड (ii) दोनों देता है—

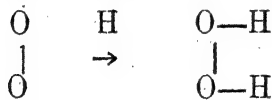


हाइड्रोजन परीक्साइड का संगठन—सन् १८६२ में केरारा (Carrara)

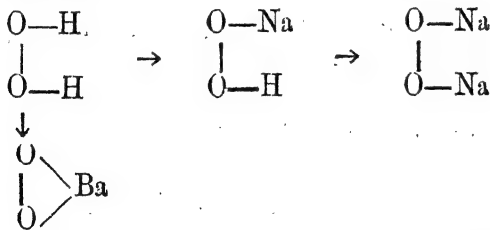
ने हाइड्रोजन परॉक्साइड के विलयन का हिमांक निकाल कर यह प्रदर्शित किया था कि इसका अणुभार ३४ है। जैसा कि पहले कहा जा चुका है कि इसमें ऑक्सीजन और पानी का जो अनुपात है, उसके हिसाब से इसका सूत्र $(HO)_x$ ठहरता है। अब यदि अणुभार का हिसाब और लगायें, तो इसका सूत्र स्पष्टतः H_2O_2 हुआ।

इसका संगठन अतः $H-O-O-H$ इस प्रकार लिखना चाहिए जिसे हम दिहाइड्रॉक्सिल सूत्र कहेंगे क्योंकि इस अणु में दो हाइड्रॉक्सिल समूह (OH) हैं।

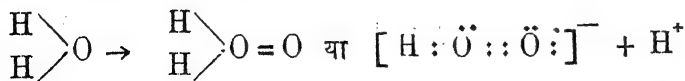
यदि इस परॉक्साइड को ऑक्सीजन का अपचित पदार्थ माना जाय तो उपर्युक्त सूत्र का समर्थन होता है—



क्योंकि इस सूत्र के आधार पर दो हाइड्रोजन ऐसे ठहरते हैं जिनको हम धातुओं से स्थापित कर सकते हैं (अर्थात् यह द्विभास्मिक अम्ल है) अतः इसके परॉक्साइड दो प्रकार के होने स्वाभाविक हैं—

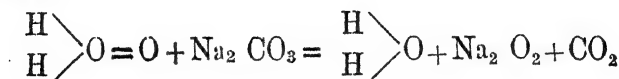


सन् १८८४ में किंगज़ेट (Kingzett) ने यह प्रदर्शित किया कि इस परॉक्साइड को ऑक्सीजन का अपचित पदार्थ नहीं, प्रत्युत पानी का ऑक्सिडृत पदार्थ मानना चाहिए। पानी के अणु में ही एक ऑक्सीजन का परमाणु जोड़कर हाइड्रोजन परॉक्साइड बनाना चाहिए। इस आधार पर इसकी गठन इस प्रकार होगी—



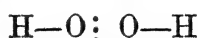
इस सूत्र में ऑक्सीजन का एक परमाणु चतुःसंयोज्य है। यह सूत्र

हाइड्रोजन परीक्साइड की आग्लिकता का भी समर्थन करता हैं और यह भी व्यक्त करता है कि इसका एक ऑक्सीजन बड़ा अस्थायी है। यदि सोडियम कार्बोनेट का विलयन हाइड्रोजन परीक्साइड में धीरे धीरे डाला जाय तो कार्बन द्विऑक्साइड निकलती है, इस बात का भी समर्थन इस सूत्र से होता है—

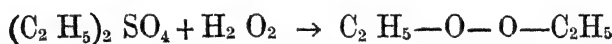


(यदि हाइड्रोजन परीक्साइड विलयन सोडियम कार्बोनेट में डालें तो उत्प्रेरणता के कारण ऑक्सीजन निकलेगा) ।

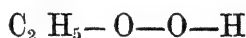
पन् १८६५ में ब्रूल (Bruhl) ने यह प्रकट किया कि हाइड्रोजन परीक्साइड में दोनों ऑक्सीजन चतुःसंयोज्य हैं—



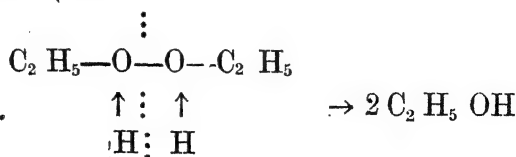
पर बहुत सी कार्बनिक प्रतिक्रियायें ऐसी हैं जिनसे यह प्रकट होता है कि हाइड्रोजन परीक्साइड का सूत्र दिहाइड्रैक्सिल जाति का है। बायर और विलिजर (Baeyer and Villiger) ने सन् १८०० द्वि-एथिल सलफेट और हाइड्रोजन परीक्साइड से द्वि-एथिल परीक्साइड और एथिल हाइड्रोपरीक्साइड प्राप्त किए।



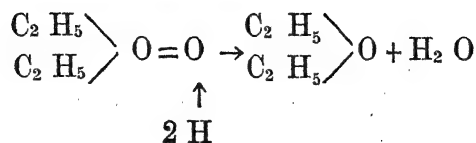
और



यह महत्व की बात है कि द्वि-एथिल परीक्साइड यशद और ऐसीटिक ऐसिड के साथ अपचित होकर एथिल मद्य देते हैं। इसकी उपलब्धि निम्न सूत्र के आधार पर ही हो सकती है—

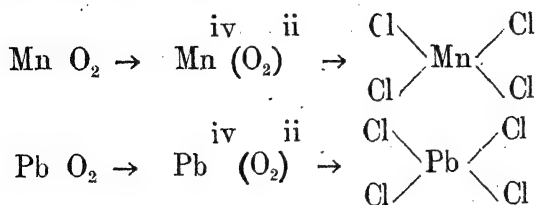


अदि किंगज़ट का सूत्र ठीक होता, तो ईथर भी बनना चाहिए—



इस दृष्टि से हाइड्रोजन परीक्साइड का द्वि-हाइड्रैक्सिल सूत्र ही ठीक प्रतीत होता है।

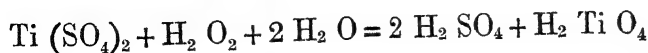
परीक्साइड और द्विऑक्साइड के सूत्रों में भी भेद समझ लेना चाहिए। बेरियम परीक्साइड उसी प्रकार का परीक्साइड नहीं है जैसा कि मैंगनीज द्विऑक्साइड या लेड परीक्साइड। इन दोनों में तो धातु चतुःसंयोज्य हैं, पर बेरियम तो द्वि-संयोज्य है—



परीक्साइड में बेरियम द्वि-संयोज्य है— $\text{Ba} \begin{array}{cc} \text{ii} & \text{ii} \\ (\text{O}_2) & \end{array}$ ।

हाइड्रोजन परीक्साइड की पहिचान—हाइड्रोजन परीक्साइड का विलयन अम्लीय परमैंगनेट के विलयन के लाल रंग को नीरंग कर देता है। यह पोटैशियम आयोडाइड के अम्लीय विलयन से आयोडीन देता है। अनेक प्रतिक्रियाओं में यह ओजोन के समान है। कुछ और पहिचान नीचे दी जाती हैं—

(१) टाइटेनियम सल्फेट, $\text{Ti} (\text{SO}_4)_2$, हाइड्रोजन परीक्साइड के विलयन के साथ स्पष्ट पीला रंग देता है क्योंकि परटैटेनिक एसिड बनता है—



(२) यदि परीक्साइड के अम्लीय विलयन को हलके पोटैशियम डाइक्रोमेट के विलयन के साथ हिलाया जाय और फौरन ही ईथर के साथ हिलाया जाय तो ईथर में चटक नीला रंग आ जायगा जो नीले परक्रोमिक एसिड बनने के कारण है।

प्रश्न

१. हाइड्रोजन का मैडलीफ के आवर्त संधिभाग में कौन सा स्थान है ?
२. धातुओं पर पानी, अम्ल और क्षारों का साधारणतया क्या प्रभाव पड़ता है ? समीकरण दो । (बनारस १९४०)
३. हाइड्रोजन परोक्साइड कैसे तैयार करते हैं ? इसका सान्द्रिकरण किस प्रकार होता है ?
४. हाइड्रोजन के कौन २ समस्थानिक तुम जानते हो ?
भारी हाइड्रोजन किसे कहते हैं ?
५. पानी की कठोरता कितने प्रकार की होती है ? इसे दूर करने की परम्यूटाइट विधि और मेटाफॉस्फेट विधि क्या हैं ।
६. भारी पानी की खोज का वृत्तान्त लिखो । यह साधारण पानी से किन बातों में भिन्न है ?
७. ऐसे कुछ यौगिकों का उल्लेख करो जिनमें ड्यूटीरियम हो ।
८. हाइड्रोजन परोक्साइड की कुछ ऐसी प्रतिक्रियायें दो जिनमें यह अपचायक प्रतीत होता हो ।
९. व्यापारिक मात्रा में हाइड्रोजन परोक्साइड कैसे बना लोगे ?
(नागपुर १९४२)
१०. हाइड्रोजन परोक्साइड का संगठन किस प्रकार निश्चित करोगे ?

अध्याय ६

प्रथम समूह के क्षार तत्त्व

मैडलीफ के आवर्त संविभाग को देखने से प्रतीत होता है कि प्रथम समूह के अन्तर्गत दो उपसमूह क और ख हैं। एक उपसमूह में लीथियम, सोडियम, पोटैसियम, रुबीडियम और सीज़ियम हैं और दूसरे उपसमूह—ख में तीन तत्त्व ताँबा, चाँदी और सोना हैं। उपसमूह—क के लीथियम, सोडियम आदि तत्त्वों को क्षार तत्त्व कहते हैं। यह आवर्त संविभाग में शून्य तत्त्वों के ठीक बाद में स्थित हैं। लीथियम हीलियम के बाद, सोडियम नेत्रोन के बाद, पोटैसियम आर्गन के बाद, रुबीडियम क्रुप्टन के बाद और सीज़ियम ज़ीनन के बाद हैं। इस विशेषता के कारण क्षार तत्त्वों में प्रबल एकसंयोज्य धनात्मकता है। इन सब की बाहरी परिधि पर एक ऋणाणु है। इस प्रबलता ही पर क्षारता निर्भर है। यह बात भी स्पष्ट है कि ये क्लोरीन आदि विद्युत् ऋणात्मक तत्त्वों के साथ क्यों उत्तेजना पूर्वक संयुक्त होते हैं, और संयोग द्वारा बने हुये यौगिक क्यों इतने अधिक स्थायी हैं। इन यौगिकों का स्थायी होना ही इस बात का कारण है कि इन तत्त्वों को तब तक यौगिकों से अलग न किया जा सका जब तक रसायन शास्त्र में यौगिकों के विभाजन की विशेष विधियों की आविष्कार न हो गया। इनके यौगिकों से तो संसार सदा से परिचित रहा, जैसे नमक, शोरा आदि, पर तत्त्वों का आविष्कार गत शताब्दी में ही हो सका—

क्षार तत्त्वों के भौतिक गुण—नीचे की सारणी से इन तत्त्वों के भौतिक गुणों का तुलनात्मक अध्ययन किया जा सकता है—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	द्रवणांक	कथनांक	०°श पर घनत्व	आपेक्षिक ताप
३	लीथियम	Li	६.९४	१८६°श	१४००°श	०.५६	१.०६३
११	सोडियम	Na	२३.०	९७°६८	८८२°६	०.८७२३	०.२६७
१९	पोटैसियम	K	३९.१	६२°०४	७६२°	०.८५६	०.१६६
३७	रुबीडियम	Rb	८५.४५	३९°०	७००°	१.५२५	...
५५	सीज़ियम	Cs	१३२.८	२८°४५	६७०°	१.९०३	०.०८४

इस सारणी में दिए गए अंकों से स्पष्ट है कि श्रेणी में ज्यों ज्यों तत्त्वों का परमाणुभार (या परमाणु संख्या) बढ़ता जाता है, अन्य भौतिक गुणों में क्रमशः निम्न परिवर्तन होते हैं—(१) द्रवणांक क्रमशः कम हो जाते हैं—लीथियम सबसे ऊँचे तापक्रम पर पिघलता है, पर सीज़ियम हमारे देश की गरमी की ऋतु में ही पिघल जायगा । (२) यही अवस्था कथनांकों की भी है । लीथियम का सब से अधिक और सीज़ियम का सब से कम है । (३) स्पष्टतः श्रेणी में घनत्व क्रमशः बढ़ते जाते हैं । लीथियम सब से हलकी धातु है । लीथियम, सोडियम और पोटैसियम पानी से भी हलके हैं । (४) श्रेणी में क्रमशः आपेक्षिक ताप बढ़ता जाता है । लीथियम ही एकमात्र ऐसी धातु है जिसका आपेक्षिक ताप पानी से अधिक है ।

सभी चार तत्त्व अन्य धातुओं की अपेक्षा अधिक हलके हैं । इनको चाकू से काटा जा सकता है—इतने मुलायम हैं । काटने पर धातु की सी चमक वाली तह निकल आती है ।

चार तत्त्वों के रासायनिक गुण—(१) ये सभी तत्त्व एकसंयोज्य प्रबल विद्युत् धनात्मकता वाले हैं, और इसी लिये ऋणात्मकता वाले तत्त्वों से ये विशेष उच्चैजना पूर्वक संयुक्त हो सकते हैं । (२) इन सब तत्त्वों के हाइड्रिड (क्लोराइड, ब्रोमाइड आदि) बहुत स्थायी यौगिक हैं । (३) ये सभी तत्त्व हाइड्रोजन से संयुक्त होकर LiH , NaH , KH , RbH और CsH , के समान हाइड्राइड देते हैं । इससे यही समझना चाहिये कि हाइड्रोजन में भी थोड़ी ऋणात्मकता है, न कि यह कि चार तत्त्वों में धनात्मकता का अभाव है । (४) ये सभी तत्त्व ऑक्सीजन से संयुक्त होकर Li_2O , Na_2O , K_2O आदि के समान ऑक्साइड देते हैं । ये सभी ऑक्साइड पानी में घुल कर तीव्र क्षार देते हैं— LiOH , NaOH , KOH आदि । (५) इन सब तत्त्वों के कार्बोनेट भी मृदु क्षार का काम देते हैं, Li_2CO_3 , Na_2CO_3 , K_2CO_3 इत्यादि । (६) कुछ अपवादों को छोड़ कर इन तत्त्वों के सभी साधारण लवण पानी में विलेय हैं । ये लवण क्षारीय विलयनों में एसिड मिलाकर बनाए जा सकते हैं । दोनों के मिलते समय बहुत गरमी पैदा होती है । (७) ये तत्त्व इतने सक्रिय हैं कि हवा में खुले नहीं रखे जा सकते, ये जल उठते हैं, और इनके ऑक्साइड बन जाते हैं । पानी के साथ भी ये उग्र प्रतिक्रिया करके हाइड्रॉक्साइड बनाते हैं । (८) ये तत्त्व आपस में भी संयुक्त होकर, एवं अन्य धातुओं से भी संयुक्त होकर धातुसंकर और

एमलगम (संरस) बनाते हैं। (६) इन सब के नाइट्रेट गरम किए जाने पर ऑक्सीजन दे देते हैं और स्वयं नाइट्राइट बन जाते हैं।

लीथियम से सीज़ियम तक गुणों का क्रमशः परिवर्तन—अनेक गुणों में लीथियम और सोडियम अन्य तीन चार तत्त्वों से कुछ भिन्न हैं। मैङलीफ के संविभाग से यह प्रगट होता है कि

I	II	III	IV
Li	Be	B	C
Na	Mg	Al	Si

प्रत्येक समूह का पहला तत्त्व दूसरे समूह के दूसरे तत्त्व से कुछ गुणों में अधिक मिलता है, और अपने समूह के ही अन्य तत्त्वों से भिन्न है। लीथियम सोडियम से भिन्न, पर मैगनीशियम से मिलता जुलता है। इसी प्रकार बेरीलियम और ऐल्यूमीनियम में, एवं बोरॉन और सिलिकन में समानता है।

- (१) लीथियम में उतनी प्रबल क्षारता नहीं है जितनी कि सोडियम में।
- (२) लीथियम साधारण तापक्रम पर ही नाइट्रोजन से संयुक्त होकर नाइट्राइड, Li_3N देता है—सोडियम, पोटैशियम ऐसा नहीं करते।
- (३) शुष्क हवा में लीथियम प्रभावित नहीं होता। शुष्क हवा में यह इतना गरम किया जा सकता है कि पिघलने लगे। सोडियम तो हवा में शीघ्र जल उठता है।
- (४) लीथियम का ऑक्साइड बहुत धीरे धीरे पानी में घुलता है और हलका क्षारीय विलयन देता है। इस बात में यह अन्य तत्त्वों से भिन्न है।
- (५) लीथियम के क्लोराइड, कार्बोनेट और फॉस्फेट अविलेय हैं, पानी में बहुत ही कम घुलते हैं, पर सोडियम आदि के ये लक्षण अच्छे विलेय हैं।
- (६) लीथियम का क्लोराइड हवा में शीघ्र नमी ले लेता है, पर सोडियम क्लोराइड आदि ऐसा नहीं करते। (७) लीथियम क्लोराइड एलकोहल और पिरोडीन में विलेय है।

इन सब बातों से स्पष्ट है कि लीथियम और मैगनीशियम में कितनी समानता है—

क-उपसमूह के तत्व लीथियम और सोडियम से अधिक मिलते जुलते हैं, और ख-उपसमूह के कम। तत्वों के परमाणुओं में ऋणाणुओं का जो उपक्रम है, उससे इस बात की पुष्टि होती है।

Li—परमाणुसंख्या ३—	१ s ^२ . २ s ^१
Na—	११— १ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^१
K —	१९— १ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ४ s ^१ .
Rb—	३७— १ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^{१०} . ४ s ^२ . ४ p ^६ . ५ s ^१ .
Cs—	५५— १ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^{१०} . ४ s ^२ . ४ p ^६ . ४ d ^{१०} . ५ s ^२ . ५ p ^६ . ६ s ^१ .

इस प्रकार इस क-उपसमूह में प्रत्येक तत्व के परमाणु की सबसे बाहरी परिधि पर १ ऋणाणु s^१ स्थिति में है। और इसके पूर्व के कोष में ऋणाणु s^२p^६ की स्थिति में हैं। इसके कारण ही इन तत्वों की संयोज्यता १ है।

ख-उपसमूह के तत्वों के परमाणु में ऋणाणुओं का उपक्रम इस उपक्रम से भिन्न है। ताँबे में उपक्रम इस प्रकार है—

Cu—परमाणु संख्या २९—	१s ^२ . २s ^२ . २p ^६ . ३s ^२ . ३p ^६ . ३d ^{१०} . ४s ^१
----------------------	--

इस प्रकार इसकी बाह्यतम परिधि में तो ऋणाणु s^१ स्थिति में है पर इससे पूर्व कोष में ऋणाणु d^{१०} स्थिति के हैं। इस प्रकार क-उपसमूह के उपक्रम में और ख-उपसमूह के उपक्रम में अन्तर है। इसीलिए दोनों उपसमूह के तत्वों के गुणों में भी अन्तर हो गया है। निम्न बातों से यह अन्तर स्पष्ट है—

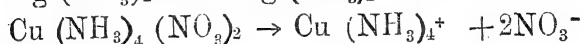
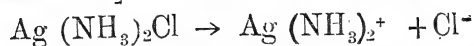
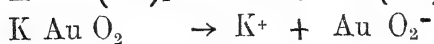
(१) चार तत्वों के अधिकांश लवणों में ये तत्व एकसंयोज्य हैं, पर ताँबे के स्थायी लवणों में ताँबे की संयोज्यता २, और सोने के स्थायी लवणों में यह संयोज्यता ३ है।

(२) चार तत्व प्रबल धनात्मक हैं। एक-विद्युत्-द्वार-विभव श्रेणी (single electrode potential series) में इनकी गिनती सर्वप्रथम है, पर ताँबा, चाँदी और सोना इस श्रेणी में सबसे नीचे हैं।

(३) चार तत्व हवा में रख छोड़ने पर जल उठते हैं—इतना शीघ्र उपचयन होता है, पर ताँबा, चाँदी और सोना स्थायी हैं।

(४) चार तत्व कभी ऋण आयन नहीं होते और न वे संकीर्ण

(complex) धन आयन ही बनाते हैं, पर सोना, चाँदी, और ताँबा संकीर्ण आयन शीघ्रता से बनाते हैं—



(५) क्षार तत्त्वों के ऑक्साइड पानी में विलेय हैं, और विलयन प्रबल क्षारीय होते हैं। पर ताँबे, चाँदी और सोने को ऑक्साइडों की विलेयता बहुत ही कम है, और उनमें केवल हलकी सी भस्मता होती है।

(६) ताँबे के समूह के क्लोराइड, सल्फेट आदि लवण पानी द्वारा आसानी से उद्विच्छेदित होकर भास्मिक लवण देते हैं। इन क्षारीय लवणों का उद्विच्छेदन नहीं होता है।

(७) क्षारीय तत्त्वों के सल्फाइड और क्लोराइड पानी में विलेय हैं, पर एकसंयोज्य ताँबे, चाँदी और सोने के क्लोराइड लगभग अविलेय (CuCl, AgCl, AuCl) हैं। इनके सल्फाइड भी जैसे CuS अविलेय हैं।

(८) ताँबे के समूह के तत्त्व मुक्त धातु के रूप में भी प्रकृति में पाये जाते हैं (जैसे चाँदी और सोना, और ताँबा भी आसानी से तैयार किया जा सकता है) पर क्षारीय तत्त्व प्रकृति में मुक्त नहीं पाए जाते।

लीथियम, Li

सन् १८१७ में ऑगस्ट आरवेडसन (Aug Arfvedson) ने जो बर्जीलियस (Berzelius) की प्रयोगशाला में काम करता था, इस तत्त्व का पता चलाया। उसने इसके क्षार का नाम लीथिया दिया, क्योंकि यह खनिज पदार्थों में पाया गया था, (लीथिया का अर्थ पथरीला है)। आरवेडसन ने पेटालाइट और स्पोड्यूमीन खनिजों से एक तत्त्व प्राप्त किया जो क्षारीय तत्त्वों से इस बात में भिन्न था, कि इसका कार्बोनेट पानी में अविलेय था और इसके क्लोराइड में बहुत प्रस्वेद होता था। बाद को बुन्सन (Bunsen) और करशाफ (Kirchhoff) ने अपने रश्मिचित्रदर्शक द्वारा यह प्रदर्शित किया कि यह तत्त्व न केवल खनिजों में पाया जाता है, इसका विस्तार-पशु और वनस्पति जगत् में भी है।

खनिज—लीथियम के चार मुख्य खनिज हैं—

(क) ट्राइफिलाइट—यह लीथियम, सोडियम, लोहे और मैंगनीज का द्विगुण फॉस्फेट है— $(Li, Na)_3 PO_4 + (Fe, Mn)_3 (PO_4)_2$, जिसमें १६ से ३७ % तक लीथियम है।

(ख) लेपिडोलाइट या लीथियम माइका— $(Li, K, Na)_2 Al_2 (SiO_3)_3, (F, OH)_2$ —इसमें १३ से ५७% लीथियम है।

(ग) पेटालाइट—यह लीथियम और ऐल्यूमीनियम का सिलिकेट है— $Li Al (Si_2 O_5)_2$ —इसमें २७ से १७ % लीथियम है।

(घ) स्पोड्यूमीन— $Li. Al (Si O_3)_2$ —इसमें ३८ से ५६ % लीथियम है।

निष्कर्षण—खनिजों से यदि लीथियम प्राप्त करना हो तो नीचे लिखी कोई विधि काम में आ सकती है।

पहली विधि—लेपिडोलाइट से—खनिज को चूने के साथ गलाया जाता है और फिर गले हुए पदार्थ को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोड़ते हैं। इस प्रकार लीथियम, पोटैशियम, सोडियम और ऐल्यूमीनियम के विलेय क्लोराइड बन जाते हैं। इन्हें सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ उड़ा कर सल्फेटों में परिणत कर लेते हैं। इसके विलयन में फिर अमोनियम ऑक्जलेट छोड़ते हैं, जिसमें ऐल्यूमीनियम और बचा खुचा कैल्शियम अवक्षिप्त हो जाता है जिन्हें छान कर अलग कर देते हैं। अब विलयन में सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ते हैं। ऐसा करने पर केवल लीथियम कार्बोनेट का अवक्षेप आता है।

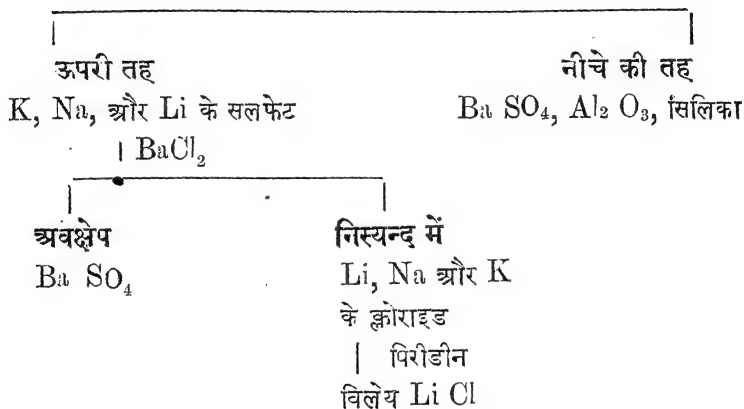
दूसरी विधि—लेपिडोलाइट से—खनिज को बेरियम कार्बोनेट, बेरियम सल्फेट और पोटैशियम सल्फेट के मिश्रण के साथ गलाते हैं। इस प्रकार लेपिडोलाइट का सिलिकेट बेरियम सिलिकेट बन कर गले हुए द्रव्य के नीचे बैठ जाता है। ऊपरी तह में पोटैशियम और लीथियम के सल्फेट होते हैं जिन्हें पृथक् कर लिया जाता है। इनके विलयन में फिर बेरियम क्लोराइड डालते हैं, जिससे बेरियम सल्फेट का अवक्षेप आ जाता है और पोटैशियम और लीथियम क्लोराइड घुले रहते हैं। विलयन को उड़ाकर सुखा लेते हैं, और फिर पिरिडोन डालते हैं। पिरिडोन लीथियम क्लोराइड को घोल लेती है, और सोडियम और पोटैशियम क्लोराइड को छोड़ देती है।

लेपिडोलाइट

Li, Na, Al, K के सिलिकेट

| Ba CO₃, Ba SO₄ और K₂ SO₄

| के साथ गलाने पर



तीसरी विधि—ट्राइफिलाइट से—इस खनिज में लीथियम, सोडियम, लोहे और मैंगनीज के द्विगुण फॉस्फेट होते हैं। खनिज को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल लेते हैं, और तब जैसा गुणात्मक परीक्षण में करते हैं, फेरस लवण को नाइट्रिक एसिड से गरम करके फेरिक में परिणत कर लेते हैं। इसमें फिर अमोनिया आधिक्य में डालकर ऐसीटिक एसिड से अम्लीय करते हैं, और फिर फेरिक क्लोराइड से फेरिक फॉस्फेट अवक्षिप्त कर लेते हैं। इस प्रकार फॉस्फेट दूर हो जाते हैं। छान कर शेष द्रव्य को गरम करके सुखा लेते हैं। इस द्रव्य में Li, Na और Mn रहते हैं। इनमें बेरियम सलफाइड डाल कर मैंगनीज सलफाइड अवक्षिप्त कर लेते हैं, जिसे छान कर अलग कर दिया जाता है। बेरियम के आधिक्य को सल्फ्यूरिक एसिड डाल कर अलग कर देते हैं। लीथियम सलफेट जो बच रहा उसे ऑक्जेलिक एसिड के साथ प्रतिकृत करते हैं। लीथियम ऑक्जेलेट जो आया, वह जला कर लीथियम कार्बोनेट में परिणत कर लिया जाता है।

धातुकर्म—सब से पहले डेवी (Davy) ने लीथियम लवणों के विद्युत् विच्छेदन से लीथियम धातु थोड़ी सी मात्रा में तैयार की थी। बाद को

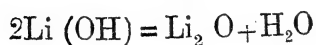
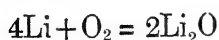
बुनसन (Bunsen) और मेथीसन (Matthiessen) ने १८५५ में यह धातु अधिक मात्रा में बनायी। उन्होंने मोटे पोर्सिलेन की मूषा में लीथियम क्लोराइड को गलाया, और फिर इसका विद्युत् विच्छेदन किया। कोक के कार्बन का ऐनोड या धनद्वार और लोहे के तार का कैथोड या ऋणद्वार लिया। लीथियम धातु कैथोड पर इकट्ठा हुई। यदि अधिक मात्रा में धातु बनानी हो तो पोटैसियम और लीथियम क्लोराइडों के मिश्रण को गलाना चाहिये। पोटैसियम क्लोराइड मिला देने से लीथियम क्लोराइड कम तापक्रम पर ही गल जाता है।

यदि लीथियम क्लोराइड को पिरिडीन में घोल कर विद्युत् विच्छेदन किया जाय, तो भी लीथियम धातु मिल सकती है।

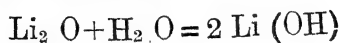
धातु के गुण—लीथियम सबसे हलकी धातु है। चांदी की सी इसमें चमक होती है, यह अन्य चार-धातुओं से तो कड़ा होता है पर फिर भी आसानी से काटा जा सकता है। यदि गला कर और भी अधिक तापक्रम तक इसे गरम किया जाय तो श्वेत प्रकाश से युक्त ज्वाला से जलने लगता है। यदि इसे हाइड्रोजन, हैलोजन, कार्बन डिऑक्साइड, नाइट्रोजन या गन्धक की वाष्पों के वातावरण में गरम किया जाय तो यह इन तत्त्वों से संयुक्त हो जाता है। इन यौगिकों में से लीथियम नाइट्राइड, Li_3N , विशेष महत्व का है। लीथियम नाइट्रिक एसिड के साथ उग्र प्रतिक्रिया करता है, और गन्धक और नमक के तेज़ाबों के साथ भी इस पर प्रतिक्रिया होती है। हाँ, सान्द्र गन्धक के तेज़ाब का इस पर कम प्रभाव पड़ता है।

लीथियम के यौगिक

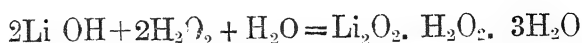
लीथियम ऑक्साइड, Li_2O —लीथियम धातु को हवा में अथवा लीथियम हाइड्रॉक्साइड को रक्त तप्त करके यह बनाया जाता है—



यह अन्य गुणों में सोडियम ऑक्साइड के समान है। पानी के साथ इसकी प्रतिक्रिया धीरे-धीरे होती है।



लीथियम परॉक्साइड—यह लीथियम हाइड्रॉक्साइड पर हाइड्रोजन परॉक्साइड की प्रतिक्रिया से बनाया जाता है—



प्रतिक्रिया में हाइड्रोजन परॉक्साइड का द्विगुण परॉक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है। इसे सावधानी पूर्वक फॉस्फोरस पंचॉक्साइड के ऊपर सुखाया जा सकता है।

लीथियम हाइड्रॉक्साइड, Li OH —लीथियम धातु और पानी की प्रतिक्रिया से यह बनता है—

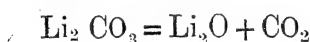


सोडियम की प्रतिक्रिया के समान यह प्रतिक्रिया उग्र नहीं है। लीथियम हाइड्रॉक्साइड कास्टिक सोडा के समान श्वेत रवेदार पदार्थ है, पर कास्टिक सोडा की अपेक्षा पानी में यह कम विलेय है।

लीथियम कार्बोनेट, Li_2CO_3 —किसी विलेय लीथियम लवण पर अमोनियम कार्बोनेट की प्रतिक्रिया करके यह बनाया जाता है—

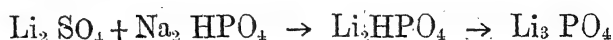


यह पानी में बहुत ही कम विलेय है (१.५४ ग्राम प्रति १०० ग्राम पानी में 0° पर और 100° पर केवल ०.७२ ग्राम प्रति १०० ग्राम पानी)। इस बात में यह सोडियम कार्बोनेट से भिन्न है। लीथियम कार्बोनेट को रक्तपत किया जाय, तो लीथियम ऑक्साइड बन जाता है, इस बात में भी सोडियम कार्बोनेट से भिन्नता है—



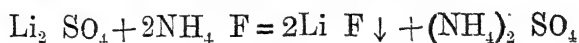
मेगनीशियम बाइकार्बोनेट के समान लीथियम बाइकार्बोनेट केवल विलयन में ही स्थायी है। सोडियम बाइकार्बोनेट तो बहुत स्थायी है।

लीथियम आर्थोफॉस्फेट, Li_3PO_4 —यह मेगनीशियम फॉस्फेट के समान पानी में लगभग अविलेय है (०.०२% विलेय)। किसी विलेय लीथियम लवण में सोडियम फॉस्फेट का विलयन डाल कर यह अवक्षिप्त किया जा सकता है—



लीथियम सल्फेट, $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ —यह लीथियम हाइड्रॉक्साइड और सल्फ्यूरिक एसिड के संयोग से बनाया जाता है। यह पानी में विलेय है। यह अन्य चार-सल्फेटों के साथ द्विगुण लवण बनाता है।

लीथियम फ्लोराइड, Li F —लीथियम के विलेय लवण में अमोनियम फ्लोराइड विलयन डालने पर इस का अवक्षेप आता है।

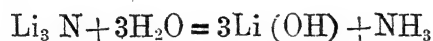


यह पानी में बहुत ही कम विलेय है (15°C पर १०० ग्राम पानी में ०.२७ भाग)।

लीथियम क्लोराइड, Li Cl —यह सोडियम क्लोराइड के समान गुणों वाला है, पर पानी में उस से अधिक अविलेय है। हवा में इसका प्रस्वेदन होता है, और यह कई एलकोहलों में और पिरिडीन में भी विलेय है। लीथियम क्लोराइड लीथियम धातु को क्लोरीन गैस में जलाकर अथवा लीथियम ऑक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनाया जा सकता है।

लीथियम नाइट्राइड, Li_3N —लीथियम साधारण तापक्रम पर ही नाइट्रोजन से प्रतिक्रिया करके थोड़ा बहुत नाइट्राइड बनाता है, पर यदि नाइट्रोजन गैस में इसे गरम किया जाय तो यह ज़ोरों से जलने लगता है।

लीथियम नाइट्राइड पानी के प्रभाव से लीथियम हाइड्रॉक्साइड और अमोनिया देता है—



लीथियम नाइट्रेट, Li NO_3 —यह लीथियम हाइड्रॉक्साइड और नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनता है। यह पानी और एलकोहलों में भली प्रकार विलेय है।

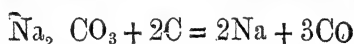
लीथियम की पहिचान—डुन्सन ज्वाला में लीथियम लवण रखने से ज्वाला का रंग लाल हो जाता है। इसके रश्मिचित्र में दो रेखायें विशेष हैं, एक तो ६१०४ जो हलकी सी है; और दूसरी ६७०८ जो चटक लाल है।

इसके लवणों के विलयन में सोडियम फॉस्फेट डालने से लीथियम फॉस्फेट का श्वेत अवक्षेप आता है।

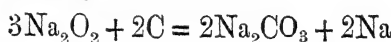
सोडियम, Na

धातु की उपलब्धि—सोडियम तत्त्व के अनेक लवणों का प्रचार बहुत दिनों से रहा है, जैसे नमक, सोडा चार, शोरा, सुहागा इत्यादि। पर सोडियम धातु सर्वप्रथम सर हम्फ्री डेवी (Davy) ने सन् १८०७ में कास्टिक सोडा के विद्युत् विच्छेदन द्वारा तैयार की।

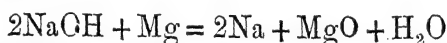
सोडियम धातु बहुधा ब्रूनर (Brunner) की विधि से तैयार की जाती है। इस विधि में सोडियम कार्बोनेट को कोयले के साथ जलाते हैं—



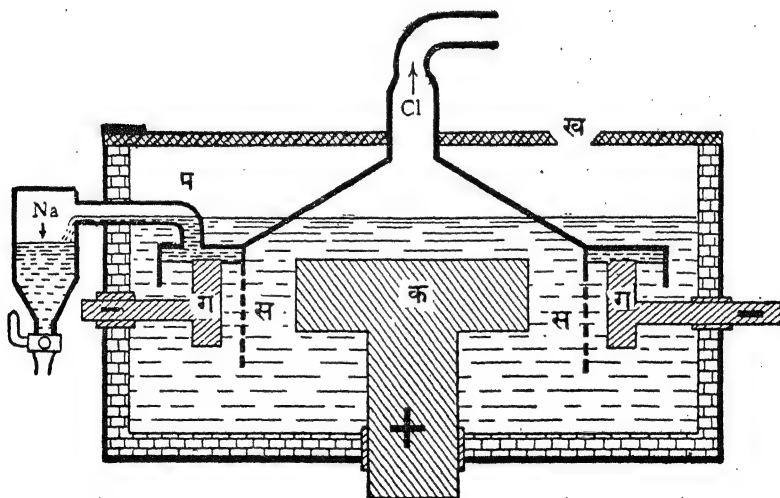
सोडियम परॉक्साइड को भी कोयले के साथ जला कर सोडियम धातु बनायी जा सकती है—



कास्टिक सोडा का मैग्नीशियम के साथ अपचयन करके भी सोडियम बन सकता है—

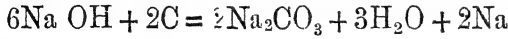


कास्टनर (Castner) की सन् १८८६ की विधि में आयरन कार्बाइड



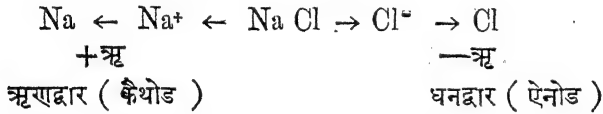
चित्र ५०—सोडियम बनाने की डाउन्स विधि

से प्राप्त कार्बन के साथ इस्पात की मूषा में कास्टिक सोडा को गरम करके सोडियम बनाते हैं। मूषा की शीर्ष नली में से सोडियम और हाइड्रोजन की वाष्पें निकल कर बाहर आती हैं।

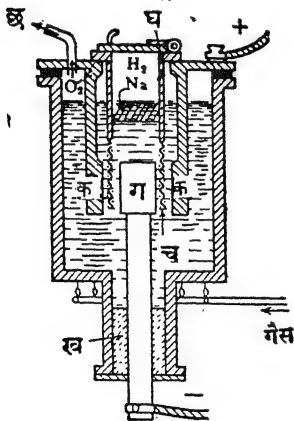


आजकल व्यापारिक मात्रा में सोडियम अधिकतर कास्टिक सोडा या सोडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन द्वारा बनता है—

(१) डाउन्स (Downs) की विधि—इस विधि में पोटैसियम क्लोराइड और फ्लोराइड मिला कर सोडियम क्लोराइड को गलाते हैं, और फिर मिश्रण का विद्युत् विच्छेदन कार्बन के वृत्ताकार धनद्वार और वलयाकार लोहे के कैथोड या ऋणद्वार द्वारा किया जाता है।

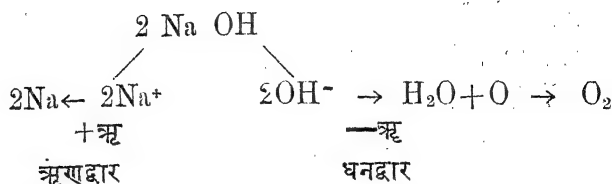


(२) कास्टनर (Castner) की विधि—इस विधि में गलाया हुआ



कास्टिक सोडा लोहे के एक बेलनाकार पात्र में रक्खा जाता है जिसे गैस बर्नरों की ज्वालाओं से गरम करते हैं। तापक्रम ३३०° के लगभग होता है। ऋणद्वार बेलनाकार लोहे का होता है, जो पैंदे से होकर ऊपर तक जाता है। इसके चारों ओर कास्टिक सोडा ठस भरा होता है। धनद्वार निकेल का एक बेलन होता है। इसका संबन्ध तार की जाली के एक बेलन से होता है जो ऋणद्वार के चारों ओर घिरी होती है। विद्युत् विच्छेदन से उत्पन्न सोडियम धातु ऋणद्वार से उठकर कास्टिक सोडा के पृष्ठ पर तैरने लगती है। तार की जाली के विशेष चमचे द्वारा इसे

चित्र ५१—सोडियम बनाने की कास्टनर विधि अलग कर लिया जाता है।

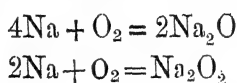


सोडियम के गुण—सोडियम श्वेत धात्विक आभा से युक्त नरम पदार्थ है। यह ठोकों में या मोटी शलाकाओं के रूप में विकता है। इसकी सतह पर बहुधा हाइड्रॉक्साइड की हलकी सी परत जम जाती है, जो चाकू से छील कर अलग कर ली जा सकती है। यह हमेशा मिट्टी के साफ तेल में डुबो कर रक्खा जाता है। यह पानी से हलकी धातु है।

सोडियम धातु द्रव अमोनिया में घुलकर चटक नीले रंग का विलयन देती है। स्वेडवर्ग (Syedberg) की विधि से सोडियम को ईथर में आसृत करके विद्युत् विसर्ग द्वारा इसका कोलायड या श्लैष विलय तैयार किया जा सकता है।

सोडियम 97.8° पर द्रवीभूत होता है। और 883.2° पर उबलता है। इसकी वाष्प एकपरमाणुक (Na) हैं। 0° पर इसका आपेक्षिक ताप 0.87 है। यह धातु बिजली की अच्छी चालक है।

सोडियम पर हवा की शीघ्र प्रतिक्रिया होती है, यह हवा में जल उठता है और सोडियम ऑक्साइड और परॉक्साइड बनते हैं—

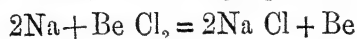


सोडियम की ज्वाला चटक पीले रंग की होती है। इस ज्वाला के रश्मिचित्र में प्रसिद्ध D—रेखायें, 5890 \AA और 5896 \AA होती हैं। ये दोनों रेखायें बहुत पास पास होती हैं। रश्मिचित्रण में इनका विशेष उपयोग होता है।

हैलोजन, फॉस्फोरस और गन्धक के साथ गरम करने पर सोडियम जल उठता है, और क्रमशः हैलाइड, NaCl , NaBr , आदि, फॉस्फाइड, Na_3P , और कई प्रकार के सल्फाइड बनते हैं। यह 360° पर हाइड्रोजन के साथ भी संयुक्त होता है और अस्थायी हाइड्राइड

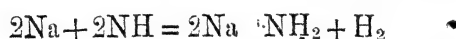
Na H बनता है। सोडियम पानी के साथ प्रतिक्रिया करके सोडियम हाइड्रॉक्साइड और हाइड्रोजन देता है जैसे पहले कहा जा चुका है।

सोडियम अनेक धातुओं के ऑक्साइड या क्लोराइड के साथ यदि गरम किया जाय, तो लवणों में से वे धातुयें मुक्त हो जाती हैं—



इस प्रतिक्रिया का उपयोग करके न केवल बेरीलियम, बल्कि टाइटेनियम, यूरेनियम आदि अन्य धातुएँ भी तैयार की गयी हैं।

सोडियम अमोनिया गैस के साथ सोडामाइड, Na NH_2 , देता है—



सोडियम धातु पारे के साथ सोडियम संरस (एमलगम) बनाती है जिसका कार्बनिक रसायन में बहुत उपयोग है। सोडियम एल्कोहल के साथ सोडियम एल्कोहलेट देता है।

सोडियम के ऑक्साइड—सोडियम के दो ऑक्साइड पाये जाते हैं—सोडियम एकॉक्साइड, Na_2O ; और सोडियम परॉक्साइड, Na_2O_2 .

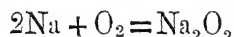
सोडियम एकॉक्साइड, Na_2O , अपने विशुद्ध रूपमें शायद ही कभी मिलता हो। यह या तो सोडियम के जलने पर बनता है या तब जब सोडियम ऐज़ाइड, Na N_3 , सोडियम नाइट्राइट या नाइट्रेट के साथ निकेल की मूषा में गरम किया जाता है—



सोडियम एकॉक्साइड श्वेत ठोस पदार्थ है। यह पानी के साथ उग्रता से संयुक्त होकर सोडियम हाइड्रॉक्साइड देता है—

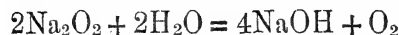
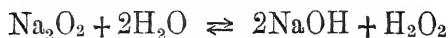
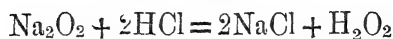


सोडियम परॉक्साइड, Na_2O_2 , तब बनता है जब ऐल्यूमीनियम की तश्तरियों में सोडियम हवा के समुचित प्रवाह में जलाया जाता है—



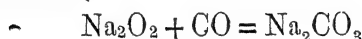
यह पीला चूर्ण पदार्थ है। अन्य परॉक्साइडों से यह इस बात में भिन्न है कि यह गरम करने पर विभाजित नहीं होता। यह प्रबल उपचायक पदार्थ है, और इस गुण के कारण प्रयोगशाला में इसका बहुत उपयोग होता है।

जैसा कि पहले कहा जा चुका है, सोडियम परॉक्साइड पानी या अम्लों के साथ हाइड्रोजन परॉक्साइड और कुछ ऑक्सीजन देता है—

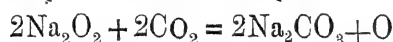


पानी के साथ वाली प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है क्योंकि यदि ठंडे कास्टिक सोडा के विलयन में हाइड्रोजन परौक्साइड डाला जाय तो जलयुक्त सोडियम परौक्साइड, $\text{Na}_2\text{O}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}_2$, के मणिम पृथक् होने लगते हैं।

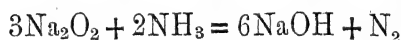
सोडियम परौक्साइड कार्बन एक्साइड के साथ सोडियम कार्बोनेट में परिणत हो जाता है—



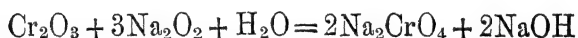
कार्बन द्विऑक्साइड यदि परौक्साइड में शोषित किया जाय तो ऑक्सीजन निकलता है और कार्बोनेट बनता है—



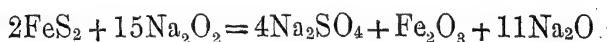
सोडियम परौक्साइड अमोनिया को नाइट्रोजन में उपचित करता है—



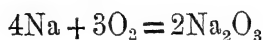
इसी प्रकार यह नाइट्रोजन के ऑक्साइडों को नाइट्रेट में और सल्फाइड को सल्फेट में और क्रोमियम ऑक्साइड को क्रोमेट में परिणत कर देता है।



लोह माज्ञिक (pyrites) में कितना गन्धक है, यह जानना हो तो इस खनिज को सोडियम परौक्साइड के साथ गलाओ। ऐसा करने पर गन्धक सल्फेट में परिणत हो जायगा जिसे बेरियम क्लोराइड द्वारा अवक्षिप्त करके तोला जा सकता है—

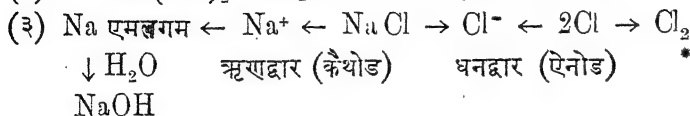
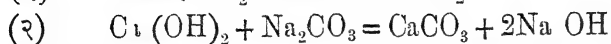
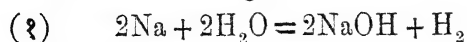


सोडियम सेस्क्विऑक्साइड, Na_2O_3 —यदि सोडियम धातु को द्रव अमोनिया में घोलकर ऑक्सीजन प्रवाहित किया जाय, तो सोडियम सेस्क्विऑक्साइड अवक्षिप्त होता है—



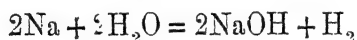
कॉस्टिक सोडा, NaOH —सोडियम हाइड्रॉक्साइड बनाने की बहुधा तीन विधियाँ हैं—(१) सोडियम और पानी की प्रतिक्रिया से, (२) कैल्शियम

हाइड्रॉक्साइड और सोडियम कार्बोनेट की प्रतिक्रिया से और (३) सोडियम क्लोराइड के विलयन के विद्युत् विच्छेदन से।



पहली विधि तो केवल प्रयोगशाला के उपयोग की है, यद्यपि इससे बहुत शुद्ध कास्टिक सोडा तैयार होता है। दूसरी विधि द्वारा बहुत दिनों से कास्टिक सोडा व्यापारिक मात्रा में तैयार होता रहा है, और तीसरी आधुनिक युग की व्यापारिक विधि है।

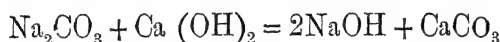
प्रयोगशाला में शुद्ध कास्टिक सोडा तैयार करना—खवित जल को २० मिनट उबाल कर इसकी कार्बन डाइऑक्साइड अलग कर दो। जल को एर्लनमायर (Erlenmeyer) फ्लास्क में ढंढा करो। इस फ्लास्क के प्रवेश द्वार-पर सोडा-चूना भरी नली लगा दो जिससे पानी में कार्बन डाइऑक्साइड घुल पावे। पानी पर ईथर की ३-४ cm. मोटी तह तैरा दो। अब स्वच्छ सोडियम के छोटे छोटे मटर बराबर टुकड़े पानी में डालो। सोडियम नीचे डूबता तो है, पर ईथर की तह में ही रह जाता है, और ईथर में जो पानी घुला होता है उससे प्रतिक्रिया करके सोडियम हाइड्रॉक्साइड देता है।



इस विधि में आग लगने की तब तक आशंका नहीं है जब तक ईथर की मोटी तह पानी पर रहे। दुर्घटना तो तभी होती है जब सोडियम पानी और हवा दोनों के संसर्ग में एकदम आवे। जब यथेष्ट सोडियम पानी में घुल जावे तो ईथर को पिपेट से अलग कर दो। विलयन को फिर उबालो, इससे शेष ईथर भी उड़ जायगा। इस प्रकार तैयार कास्टिक सोडा के विलयन में सोडियम कार्बोनेट नहीं होता।

सोडियम कार्बोनेट और चूना से कास्टिक सोडा बनाना—सोडियम कार्बोनेट या सोडा-राख पहले तो लीब्लांक विधि से ली जाती थी, अब

सौलवे (Solway) विधि से। चूने के पत्थर को आग में तपाकर चूना (CaO) तैयार किया जाता है, और फिर चूने को पानी में बुझाया जाता है। बुके हुए चूने को पानी के साथ मिला कर दूध ऐसा कर लेते हैं (२५० भाग पानी में १ भाग चूना विलेय है)। अब इसमें सोडा-राख की उचित मात्रा मिला दी जाती है। रासायनिक प्रतिक्रिया की सुविधा के लिए मिश्रण में तब भाप प्रवाहित की जाती है, जिससे प्रतिक्रिया में ६१% सफलता प्राप्त होती है—



प्रतिक्रिया में जो कैल्शियम कार्बोनेट बनता है वह सर्वथा अविलेय है। इसे छान कर पृथक् कर देते हैं।

छने हुए द्रव को, जो वस्तुतः दाहक द्रव होता है केस्टनर ऊष्मकों (Kestner evaporators) में ५० प्रतिशत सान्द्रता तक उड़ाते हैं। फिर इस विलयन को लोहे के कड़ाहों में गरम करके सुखा लेते हैं। सूखे कास्टिक सोडा की चाहें पेन्सिल सी छड़ें (शलाकार्यें) बना लेते हैं, या ड्रमों में इसके टोके ही भर दिए जाते हैं।

केस्टनर ऊष्मक—इसमें नलियों की एक शृंखला होती है जिसके बाहर के खोल में भाप प्रवाहित होती रहती है। नलियों में द्रव नीचे की ओर से घूमता है, दाब कम रक्खा जाता है, और फेन अलग करने के लिए एक पंखदार योजना होती है। भाप की गरमी से विलयन का पानी उड़ जाता है, और शुष्क कास्टिक सोडा रह जाता है।

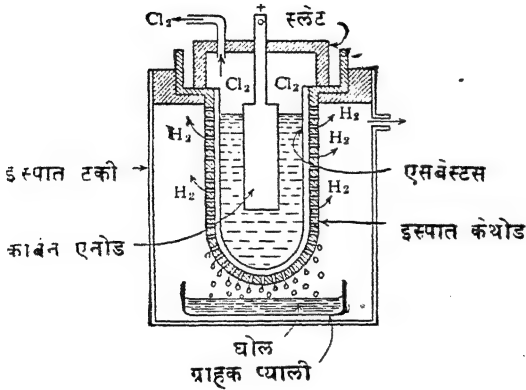
विद्युत् विच्छेदन द्वारा कास्टिक सोडा तैयार करना—यह विधि अति आधुनिक है, और अधिकांश कास्टिक सोडा अब इसी विधि से तैयार किया जाता है। यह स्पष्ट है कि जब सोडियम क्लोराइड के विलयन का विद्युत् विच्छेदन किया जायगा तो कैथोड (ऋण द्वार) पर सोडियम धातु और एनोड (धन द्वार) पर क्लोरीन निकलेगा। यह सोडियम धातु पानी के संपर्क में आते ही कास्टिक सोडा और हाइड्रोजन देगी। कास्टिक सोडा पानी में घुल जायगा। इस विधि में विशेष कठिनाई इस बात की है कि पानी में घुले नमक को कास्टिक सोडा से कैसे पृथक् कर लिया जाय।

अजकल विद्युत् विच्छेदन के लिए दो प्रकार की सेलों (विद्युत् घट)

का प्रयोग होता है। एक तो वे जिनमें ऋण और धनद्वार छिद्रमय आवरण से (porous diaphragm) अलग अलग किए होते हैं। और दूसरी वे सेलें जिनमें ऋण द्वार कैथोड या पारे का होता है।

(१) छिद्रमय आवरण वाली सेलें—इनमें नेलसन सेल (Nelson cell) सबसे मुख्य है, जिसके कुछ सुधरे रूप भी प्रचलित हैं।

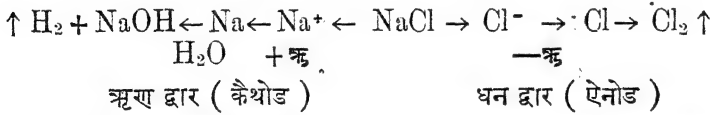
इसमें भीतर की ओर एक चूल्हाकार—U—सेल होती है जिसकी दीवारें



छिद्रमय एसबेस्टस की होती हैं। इसमें ग्रेफाइट का एक एनोड या धन द्वार होता है जिसे बिजली की मुख्य लाइन से संयुक्त कर देते हैं। छिद्रमय एसबेस्टस आवरण का संयोग सीधे ही छिद्रमय इस्पात के कैथोड या

चित्र ५२—नेलसनसेल

ऋण द्वार से होता है। इसे बिजली के ऋण द्वार से संयुक्त कर देते हैं। नमक के विलयन को सेल में रखते हैं, और ऐसा स्वयं-योजित विधान होता है कि विलयन सदा एक तल तक ही रहे। विलयन धीरे धीरे एसबेस्टस आवरण में होकर टपकता रहता है, और इसी समय इसका विद्युत् विच्छेदन हो जाता है—



एनोड पर क्लोरीन गैस निकलती है जो सेल से बाहर चली जाती है। कास्टिक सोडा का विलयन छिद्रमय इस्पात के ऋण द्वार में से रिस कर नीचे बाहर के खोल में वह आता है। इस बाहर के खोल में बराबर भाप बहती रहती है, जिससे द्रव बराबर गरम रहता है। इस गरमी से कास्टिक सोडा कैथोड से बाहर रिस कर आने में सरलता होती है।

इस प्रकार कास्टिक सोडा का जो विलयन मिला, उसे उड़ा कर ठोस कास्टिक सोडा प्राप्त कर लिया जाता है।

पारे के कैथोड वाली सेलें—इन सेलों द्वारा अतिशुद्ध पारा तैयार होता है। पर इनमें छिद्रमय आवरण वाली सेलों की अपेक्षा बिजली का खर्चा अधिक पड़ता है। इनमें पारे का खर्चा भी अधिक है। जिस कारखाने में ६००० अश्वबल की शक्ति का उपयोग किया जाता है उसमें ७२ टन पारा चाहिए। यह ठीक है कि यह सब पारा खर्च नहीं हो जाता, फिर भी मूल खर्चा तो अधिक बैठता है।

आधुनिक प्रणाली की इन सेलों में कार्बन का एनोड (धनद्वार) होता है और सेल के घातल पर जो पारा बराबर बहता रहता है वह कैथोड (ऋणद्वार) का काम करता है। विद्युत् विच्छेदन द्वारा कार्बन एनोडों पर क्लोरीन पैदा होता है और पारे के कैथोड पर सोडियम आता है। यह सोडियम वहीं पारे में घुल जाता है। पारे और सोडियम का यह एमलगम बह कर एक तसले में आता है जिसमें पानी प्रवाहित होता रहता है। इस स्थल पर सोडियम और पानी में प्रतिक्रिया होती है और इस प्रकार कास्टिक सोडा तैयार हो जाता है। सोडियम निकल जाने पर जो पारा मुक्त हो जाता है, उसका कैथोड पर फिर उपयोग किया जाता है। कास्टिक सोडा का विलयन सुखा कर द्वार को शलाकाओं (sticks) में परिणत कर लेते हैं।

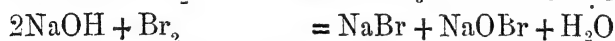
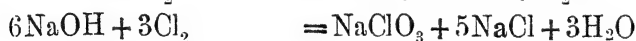
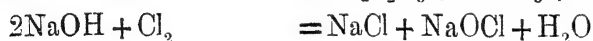
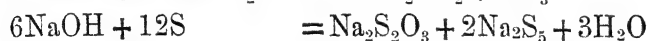
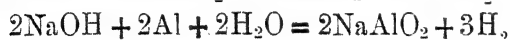
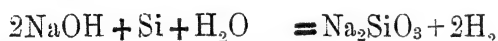
सोडियम हाइड्रॉक्साइड के गुण—यह श्वेत ठोस पदार्थ है जो शलाकाओं, टोको, बुन्दियों, या चूर्ण के रूप में बेचा जाता है। इसके हलके विलयनों में साबुन का सा स्वाद और द्वार का सा चिकनाहट वाला स्पर्श होता है। इसके सान्द्र या गाढ़े विलयनों में दाहक गुण होते हैं। इसमें त्वचा भी घुलने लगती है। यदि कोई इसे पी जाय तो उसके गले की और पेट की श्लेष्मा आहत हो जाती है। अतः पिपेट से खींचते समय सावधानी रखनी आवश्यक है। अनेक प्रकार के कार्बनिक पदार्थ इसमें घुल जाते हैं, इसी लिए इसका नाम “कास्टिक” पड़ा था।

सोडियम हाइड्रॉक्साइड 31° पर पिघल कर स्वच्छ द्रव देता है। इसमें जल-प्राहकता के प्रबल गुण हैं। हवा में खुले रह जाने पर इसमें प्रस्वेद होने लगता है। यह हवा से कार्बन डाइऑक्साइड शोषित करके कार्बोनेट में भी परिणत हो जाता है।

कास्टिक सोडा की पानी में विलेयता बहुत अधिक है और घुलने पर गरमी भी बहुत पैदा होती है। 0° पर 100 ग्राम पानी में 42 ग्राम, और 110° पर 365 ग्राम घुलता है। यह जल के साथ बहुत से हाइड्रेट बनाता है, जिनमें से $12^{\circ}-12^{\circ}$ पर बनने वाला $\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ हाइड्रेट ही स्थायी है।

कास्टिक सोडा एल्कोहल में बहुत कम घुलता है। इस बात में यह कास्टिक पोटाश से भिन्न है जिसकी एल्कोहल में विलेयता अधिक है।

कास्टिक सोडा से होने वाली प्रतिक्रियाओं का यथा-स्थान उल्लेख किया जायगा। क्षारीय धातुओं को छोड़ कर शेष सब धातुओं के लवणों से यह हाइड्रैक्साइड अवक्षिप्त कर देता है। कुछ ये अवक्षेप कास्टिक सोडा के आधिक्य में फिर घुल जाते हैं। तत्त्वों के साथ इसकी जो प्रतिक्रिया होती है उसके सम्बन्ध में यह ध्यान रखना चाहिए कि दोनों मिल कर उस तत्त्व के ऑक्सिड-ऐसिड का सोडियम लवण बनाते हैं और हाइड्रोजन निकलता है। यदि उस तत्त्व का कोई हाइड्राइड भी बनता हो, तो वह हाइड्राइड या उसी हाइड्राइड और कास्टिक सोडा की प्रतिक्रिया से कोई लवण भी बन जाता है। नीचे के उदाहरणों से यह स्पष्ट हो जायगा।



सोडा या सोडियम कार्बोनेट

भारतवर्ष में रेह या सजी मिट्टी बड़ी प्रसिद्ध है। बुल्ढाना ज़िले की लोनर स्लील में भी सोडियम कार्बोनेट अच्छी मात्रा में होता है। इसमें सोडियम सल्फेट भी थोड़ी सी मात्रा में मिला रहता है, और यह मिश्रण खारी या खार (क्षार) के नाम से प्रसिद्ध है। सजी मिट्टी का उपयोग कपड़े धोने और साबुन बनाने के काम में होता है। नरम चमड़ा तैयार करने में भी यह काम आती है। चम्पारन, मुज़फ्फरपुर, सारन, बनारस, आजमगढ़,

जौनपुर और गाज़ीपुर में यह काफी होती है। कानपुर, हाथरस, मथुरा और शाहजहाँपुर में भी पायी जाती है। कानपुर के एक नमूने में २७.०२% Na_2CO_3 , ४.२८% NaHCO_3 और ३३.६३% Na_2SO_4 था। संयुक्त प्रान्त के नोना लगे प्रान्तों से ८,३२१,००० टन अशुद्ध सजी प्राप्त हुई।

१८ वीं शताब्दी के अन्त तक हमारे देश में लकड़ी को जलाकर जो राख बचती थी, उससे क्षार का काम लिया जाता रहा। यह यवक्षार या जौक्षार कहलाती थी। यह पोटाश कार्बोनेट थी। समुद्र के किनारे के नरकुलों को जलाने से सोडियम कार्बोनेट वाली राख मिलती है। प्राकृतिक लोना या त्रोना (trona) सोडियम कार्बोनेट और बाइकार्बोनेट का मिश्रण ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) है।

सोडियम कार्बोनेट के व्यवसाय की आजकल चार विधियाँ हैं—
(१) प्राकृतिक सोडा से शुद्ध सोडा प्राप्त करना; (२) लीब्लांक विधि जो अब लगभग छोड़ी जा चुकी है; (३) अमोनिया सोडा या सौलवे विधि; और (४) विद्युत् विच्छेदन से प्राप्त कास्टिक सोडा द्वारा।

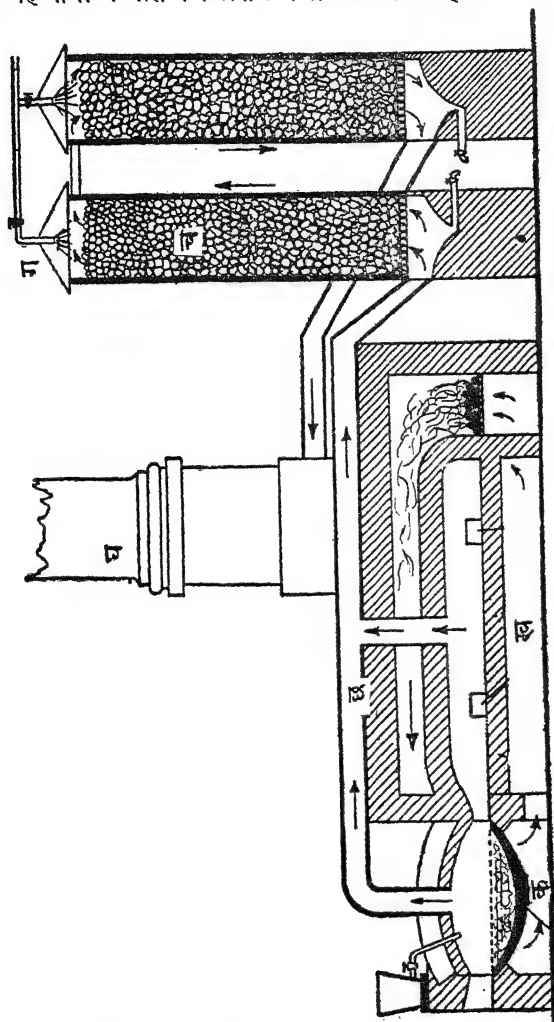
प्राकृतिक सोडा—मागधी (Magadi) में लगभग २००० लाख टन सोडा का एक भंडार है। इसे आग में जला कर निर्जल सोडियम कार्बोनेट बनाते हैं। इसके ढोने का खर्चा बहुत है, वैसे यह सोडा का सबसे सस्ता भंडार है।

लीब्लांक विधि—सन् १७७५ में फ्रैंच रॉयल एकेडेमी ने एक पारितोषिक साधारण नमक को सोडा में परिणत करने के लिए घोषित किया। यह पारितोषिक निकोलस लीब्लांक (Nicholas Leblanc) को १७९० में प्राप्त हुआ। लुईक आर्लीयन्स की आर्थिक सहायता से सेंट डेनिस स्थान पर सोडा बनाने का एक कारखाना खोला गया। बाद को फ्रैंच नेशनल कन्वेंशन ने लीब्लांक का यह पेटेण्ट जन्त कर लिया। बेचारा लीब्लांक बहुत गरीब हो गया, अन्त में आत्महत्या करके उसने अपने दुःखी जीवन का अन्त किया।

लीब्लांक की विधि से सोडा तैयार करने के लिए नमक, कोयला और सल्फ्यूरिक एसिड इन तीन चीजों की आवश्यकता पड़ती है। इस विधि के दो अंग हैं—

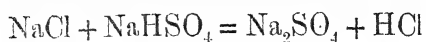
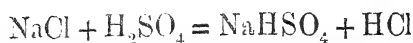
पहला अंग—पहली बात तो यह है कि नमक अर्थात् सोडियम क्लोराइड सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट में परिणत किया जाय।

यह हाइड्रोजन सल्फेट यदि नमक के साथ रक्ततप्त किया जाय तो सामान्य सोडियम सल्फेट बन जायगा। प्रतिक्रियाओं से जो हाइड्रोक्लोरिक एसिड बनता है, वह पानी में घोल कर अलग बेचा जा सकता है—



चित्र ५३—लीब्लॉक विधि का पहला अंग

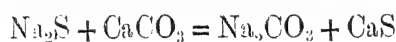
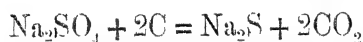
क—भट्टी और ढाँह जिसमें नमक और सल्फ्यूरिक एसिड गरम करते हैं
च—स्तम्भ में हाइड्रोक्लोरिक एसिड।



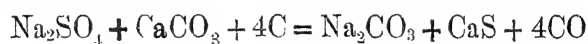
[हाइड्रोक्लोरिक एसिड क्योंकि नमक से इस प्रकार बनाया जाता है, इसीलिए इसे नमक का तेजाब कहते हैं। इसका उपयोग क्लोरीन और ब्लीचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण) बनाने में किया जाता है।]

इस विधि द्वारा प्राप्त सोडियम सल्फेट को “साल्टकेक” (salt cake) या “लवण रोटिका” कहते हैं।

दूसरा अंश—पहले अंश में प्राप्त साल्टकेक या लवण रोटिका को फिर पीसा जाता है, और इसमें उतनी ही खड़िया और आधा भाग कोयला और कोक मिलाया जाता है, और फिर इस मिश्रण को भ्रामक मिट्टी (rotatory furnace) में गलाते हैं। इस प्रतिक्रिया में सल्फेट अपचित होकर सल्फाइड बन जाता है। यह सल्फाइड खड़िया से प्रतिकृत होकर सोडियम कार्बोनेट और कैल्सियम सल्फाइड देता है।



अथवा



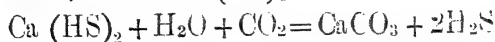
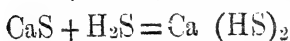
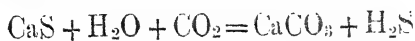
साल्टकेक खड़िया कोक

इस प्रकार जो मिश्रण प्राप्त होता है, उसे पानी से प्रभावित करते हैं। ऐसा करने पर सोडियम कार्बोनेट तो पानी में घुल जाता है और कैल्सियम सल्फाइड कीचड़ के रूप में बच जाता है। विलयन में से सोडियम कार्बोनेट का मणिभीकरण कर लेते हैं।

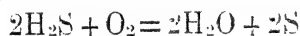
एक समय था कि कैल्सियम सल्फाइड का कीचड़ कारखानों के लिये वैसी ही जटिल समस्या था जैसे कि चीनी के कारखानों के लिए चोटा था। यह हम आगे बतावेंगे कि चान्स (Chance) नामक व्यक्ति ने इस कीचड़ से गंधक कैसे निकाला।

चान्स की विधि द्वारा क्षारीय कारखानों के कीचड़ से गन्धक प्राप्त करना—यह ऊपर कहा जा चुका है कि लीब्लांक विधि में कैल्सियम सल्-

फाइड के रूप में गंधक कीचड़ में फिक जाता था। चान्स की विधि में इस कीचड़ को लोहे के बेलनाकार पात्रों में रख कर चूने की भट्टियों में से निकले कार्बन द्विऑक्साइड को उसमें प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर निम्न प्रतिक्रियायें होती हैं—



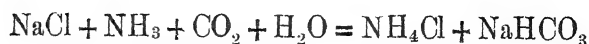
इस प्रकार कीचड़ का समस्त गंधक हाइड्रोजन सल्फाइड गैस बनकर बाहर निकलता है। इस गैस में हवा की यथोचित मात्रा मिलाई जाती है और फिर क्लौस (Claus.) भट्टी में जिसमें फेरिक ऑक्साइड होता है इस मिश्रण को प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर हाइड्रोजन सल्फाइड उपचित होकर गंधक बन जाता है। फेरिक ऑक्साइड इस प्रतिक्रिया में उत्प्रेरक का काम करता है—



क्लौस भट्टी को आरम्भ में तो गरम करना पड़ता है, पर बाद को प्रातिक्रिया में स्वयं इतनी गरमी निकलती है कि भट्टी बराबर गरम रहती है। इस विधि से प्राप्त गन्धक बहुत शुद्ध होता है, और गंधक के बौगिक तैयार करने में काम आता है।

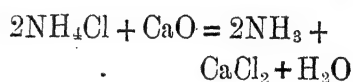
आज कल जब से सौलवे विधि का प्रचार बढ़ गया है लीब्लांक विधि से सोडियम कार्बोनेट नहीं बनाया जाता। लीब्लांक विधि का केवल पहला अंग काम करता है—अर्थात् इससे सोडियम सल्फेट और हाइड्रोजनक्लोरिक एसिड तैयार करते हैं। सोडियम सल्फेट के शुद्ध मणिम $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, ग्लौबर लवण (Glauber's Salt) कहलाते हैं, इसका उपयोग काँच, रंगसाजी और औषधियों में बहुत होता है।

सोडा बनाने की अमोनिया-सोडा अर्थात् सौलवे विधि—साधारण नमक से इस विधि द्वारा भी सोडा बनाया जाता है। इस विधि में साधारण नमक, चूने का पत्थर जिससे चूना और कार्बन द्विऑक्साइड मिलता है, और अमोनिया (जो कोल गैस के कारखानों से मिलती थी), इन तीन चीज़ों का विशेष उपयोग होता है। रासायनिक प्रतिक्रिया बड़ी सरल है। नमक के सान्द्र विलयन को पहले अमोनिया से और फिर कार्बन द्विऑक्साइड से धीरे धीरे से संयुक्त करते रहते हैं।



वस्तुतः अमोनिया की क्षारता के आधार पर ही कार्बोनेट आव सोडा में क्षारता आती है। इस प्रतिक्रिया में सोडियम बाइकार्बोनेट, जो कम विलेय है अवक्षिप्त हो जाता है, और अमोनियम क्लोराइड विलयन में रहता है।

अमोनियम क्लोराइड को चूने के पत्थर से निकले चूने के साथ प्रतिकृत करके अमोनिया फिर प्राप्त कर लेते हैं—



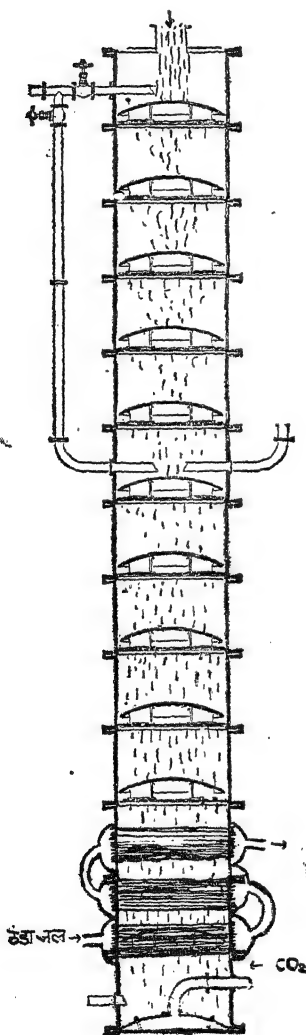
इस अमोनिया का फिर सोडियम बाइकार्बोनेट बनाने में उपयोग होता है। यह क्रम बराबर चलता रहता है।

सोडियम बाइकार्बोनेट के अवक्षेप को छान कर सुखा लेते हैं। अब इसे यदि भट्टी में गरम किया जाय तो यह सोडियम कार्बोनेट में परिणत हो जाता है—



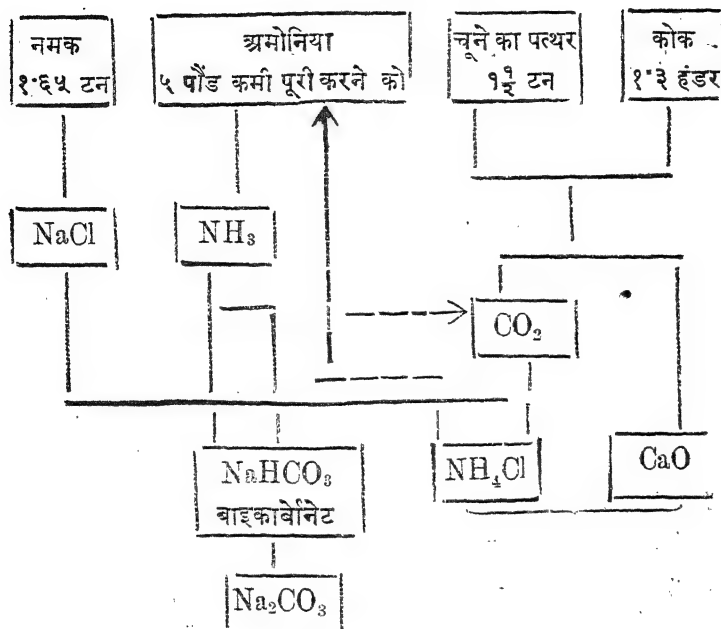
प्रतिक्रिया में निकले कार्बन डिऑक्साइड का फिर उपयोग कर लेते हैं। इस प्रकार सौलवे (Salvay) विधि में भी प्रतिक्रियाओं का चक्र निरन्तर चलता रहता है।

वस्तुतः यदि देखा जाय, तो स्पष्ट है कि चूने के पत्थर से निकले चूने की क्षारता के आधार पर अमोनिया की क्षारता प्राप्त होती है, और इसकी क्षारता ही सोडियम बाइकार्बोनेट और



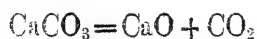
चित्र ५४—कार्बोनेटकारक स्तम्भ फिर कार्बोनेट को क्षारता देती है।

सौलवे विधि का चित्रण

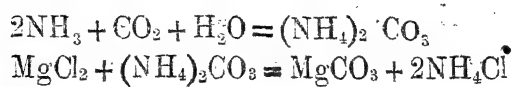


सौलवे के विधि वस्तुतः ६ भागों में पूरी होती है—

(१) चूने के पत्थर को भट्टी में गरम करके चूना और कार्बन डाइऑक्साइड बनाते हैं—

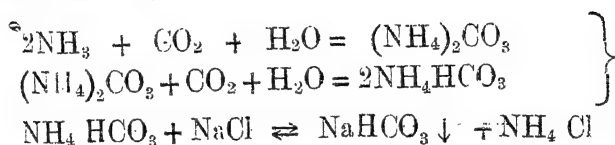


(२) संतृप्तीकरण के हौज में ३० प्रतिशत नमक का विलयन लिया जाता है। अमोनिया के एक भभके से अमोनिया नीचे से ऊपर को शोषण स्तम्भ में उठती है, और नमक का विलयन ऊपर से नीचे को गिरता है। स्तम्भ के बीच में छेददार खाने होते हैं। पुनरोत्पादक यंत्रों से आयी हुई अमोनिया में थोड़ा कार्बन डाइऑक्साइड भी होता है। यदि नमक के विलयन में कैल्सियम या मैग्नीशियम लवणों की अशुद्धियाँ हों तो वे अवक्षिप्त हो जाती हैं—



साफ द्रव ही कार्बोनेटकारक स्तम्भ में पहुँचता है।

(३) कार्बोनेटीकरण—यह कार्बोनेटकारक स्तम्भ में होता है (चित्र ५४)। यह स्तम्भ ६ फुट व्यास का और ७०-६० फुट ऊँचाई का होता है। इसमें बहुत से आवरण होते हैं। प्रत्येक आवरण लोहे के ब्लेट का होता है जिसके बीच में छेद होता है और छेद के ऊपर छेददार एक गोल मुड़ा ब्लेट और ढका होता है। स्तम्भ में नीचे से ऊपर को कार्बन डिऑक्साइड गैस चढ़ती है। अमोनियक नमक का विलयन ऊपर से नीचे को गिरता है। यहाँ निम्न प्रतिक्रिया होती है—



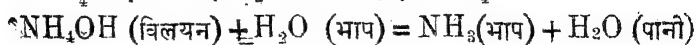
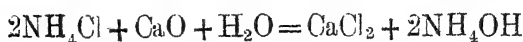
सोडियम क्लोराइड इस प्रकार सोडियम बाइकार्बोनेट में परिणत हो जाता है, जो कम विलेय होने के कारण अवक्षिप्त हो जाता है।

(४) रोटेरी फिल्टर में पृथक् करना—गाढ़े दूध के समान द्रव को घूमते हुए शून्य-फिल्टरों (छत्रों) में भेजा जाता है। सोडियम बाइकार्बोनेट तो कपड़े के छत्रों (फिल्टरों) पर रह जाता है जिन्हें चाकू के फलों से अलग कर लेते हैं। शेष द्रव में अमोनियम क्लोराइड होता है। इसे अमोनिया-पुनरुत्पादक स्तम्भ में भेज देते हैं।

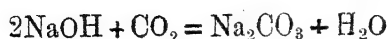
(५) सोडियम बाइकार्बोनेट को आग से तपा कर कार्बोनेट में परिणत करते हैं। यह काम विशेष बेलनाकार पात्रों में होता है।



(६) पहले भाग में उत्पन्न चूने (CaO) के साथ अमोनियम क्लोराइड के विलयन को मिलाते हैं। इस प्रकार अमोनिया का विलयन मिलता है। इसे एक स्तम्भ में (जो कार्बोनेटकारक स्तम्भ का सा ही होता है) ऊपर से नीचे को टपकाते हैं। नीचे से ऊपर को तप्त भाप प्रवाहित की जाती है। इसकी गरमी से अमोनिया गैस वाष्प बन कर विलयन से बाहर निकल आती है। इसका उपयोग अमोनिया शोधकों में फिर किया जाता है—



विद्युत् विच्छेदन से प्राप्त कार्बिक सोडा से सोडा बनाना—यह कहा जा चुका है कि सोडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से कार्बिक सोडा बनता है। आजकल बहुधा इस कार्बिक सोडा में कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित करके सोडियम बाइकार्बोनेट बना लेते हैं—



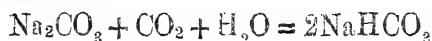
सोडियम कार्बोनेट के गुण—सोडियम कार्बोनेट या तो निर्जल रूप में या एक-हाइड्रेट या दश-हाइड्रेट के रूप में पाया जाता है। इसके दो सप्तहाइड्रेट भी होते हैं, जिनमें से एक अस्थायी है और दूसरा केवल ३०° और ३७.५° के बीच में स्थायी है। निर्जल कार्बोनेट श्वेत ठोस पदार्थ है जो रक्तताप पर (८५.०° के निकट) पिघलता है। पानी डालने से यह गरम हो उठता है और एक-हाइड्रेट बनता है। यदि ३२.०° के नीचे के तापक्रम पर सामान्य रीति से इसका मणिभीकरण किया जाय तो दशहाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, के मणिभ प्राप्त होते हैं जिन्हें सोडा मणिभ या धोने का सोडा कहते हैं। ये मणिभ बड़े बड़े और पारदर्शक होते हैं। यह लवण पुष्पण प्रदर्शित करता है, हवा में रख छोड़ने पर इसका पानी सूखने लगता है और यह एक-हाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ में परिणत हो जाता है। बहुत देर हवा में खुला पड़ा रहे तो कुछ बाइकार्बोनेट भी बन जाता है। यदि दश-हाइड्रेट को गरम किया जाय तो यह ३५° पर पिघलता है, और अधिक गरम करने पर एक-हाइड्रेट में बदल जाता है।

सप्त हाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —इसे बनाने की विधि इस प्रकार है—४० भाग दश-हाइड्रेट और ८-१० भाग पानी मिलकर कुप्पी में उवालो जब तक कि सब न घुल जाय, और एक-हाइड्रेट का जमना बन्द न हो जाय। कुप्पी में से काँच की दो नलियाँ लगा हुआ कार्क कसो। लवण के ऊपर एलकोहल डालो। जैसे जैसे एलकोहल लवण में घुसेगा, आयताकार मणिभ जमने लगेंगे जो सप्तहाइड्रेट के हैं। ये मणिभ ३०°-६७.५° तापक्रम की सीमा में ही स्थायी हैं।

सोडियम कार्बोनेट के क्षारीय गुणों का रसायन शास्त्र में बहुत उपयोग होता है। यथा स्थान उनका उल्लेख होगा।

सोडियम बाइकार्बोनेट, NaHCO_3 —यह कहा जा चुका है कि सौलवे विधि द्वारा पहले बाइकार्बोनेट ही बनता है। पर लगभग यह सभी

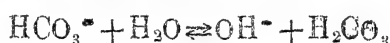
कार्बोनेट में परिणत कर लिया जाता है। सोडियम कार्बोनेट के नम मणिभ पर या उसके सान्द्र विलयन में यदि कार्बन ट्राइऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाय तो बाइकार्बोनेट का अवक्षेप आवेगा क्योंकि यह कार्बोनेट की अपेक्षा बहुत कम विलेय है—



इसे ठंडे पानी से धोया जा सकता है, और फिर सुखा लिया जाता है। इसके मणिभ श्वेत रंग के होते हैं, जिनका स्वाद मज्जेदार होता है, इसलिए खाने के काम आता है। १०० ग्राम पानी में १०° पर यह ८.२ ग्राम विलेय है। १००° तक गरम करने पर यह विभाजित होने लगता है, और पूर्णतः कार्बोनेट में परिणत किया जा सकता है।



शुद्ध सोडियम बाइकार्बोनेट का विलयन फीनोलथैलीन के साथ लाल रंग नहीं देता (कार्बोनेट का विलयन लाल रंग देता है)। पर मेथिल ऑरेंज के प्रति इसकी थोड़ी सी क्षारता है। यह विचित्र बात है कि यह क्षारता लिए हुए एक ऐसिड लवण है। पानी में बाइकार्बोनेट आयन का उदविच्छेदन कुछ अंश तक इस प्रकार होता है।



यदि इसके विलयन को उबाला जाय तो इसीलिये कार्बन ट्राइऑक्साइड के बुदबुदे निकलने लगते हैं—



बहुत देर तक उबालने पर बाइकार्बोनेट का विलयन लगभग पूर्णतः कार्बोनेट के विलयन में परिणत हो जाता है। (फीनोलथैलीन डाल कर इस की जाँच की जा सकती है)।

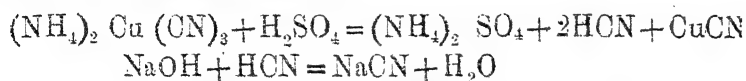
सोडियम सेसक्वि-कार्बोनेट, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —

यह कार्बोनेट और बाइकार्बोनेट का समाणु मिश्रण है। यदि दोनों की समाणु मात्रा मिला कर गरम पानी में बोल कर ३५° तक ठंडी की जाय तो सोडियम सेसक्वि-कार्बोनेट (एकार्ध कार्बोनेट) के एकान्त मणिभ प्राप्त होते हैं। प्रकृति में जो ट्रोना मिलता है वह यही है। इन रवों में न प्रस्वेदन होता है और न पुष्पण। बृटिश ईस्ट एफरीका के मागधी स्थानों में इनका अच्छा भंडार है।

सोडियम सायनाइड, Na CN—(१) सोडियम सायनाइड हाइड्रो सायनिक एसिड को कार्बोसोडा में शिथिल करके बनाया जा सकता है। कोल गैस में बहुधा यह हाइड्रोसायनिक एसिड होता है, और इसमें अमोनिया भी होती है। दोनों के मिश्रण को बहुधा ताँबे के लवणों के विलयन में सोखा जाता है। ऐसा करने पर अमोनियम क्यूप्रोसायनाइड बनता है—



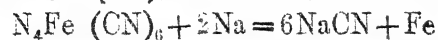
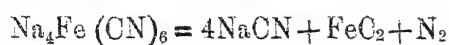
इस संकीर्ण लवण को यदि इसके सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा प्रतिकृत किया जाय तो हाइड्रोसायनिक एसिड फिर निकलेगा जिसे कार्बोसोडा के विलयन से सोखा जा सकता है—



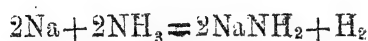
क्यूप्रस सायनाइड, Cu CN, अविलेय पदार्थ है। इसे छान कर फिर हाइड्रोसायनिक एसिड के शोषण में काम ला सकते हैं।



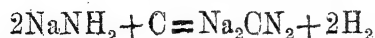
(२) सोडियम फेरोसायनाइड को अकेले अथवा सोडियम के साथ गरम करके भी सोडियम सायनाइड बना सकते हैं—



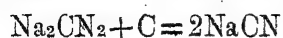
(३) आजकल अधिकांश सोडियम सायनाइड सोडामाइड, NaNH_2 , को कार्बन के साथ तपकर बनाते हैं। सोडामाइड बनाने के लिए सोडियम धातु को गलाते हैं और ३००°-४००° तापक्रम पर अमोनिया के संसर्ग में लाते हैं—



इस सोडामाइड को फिर रक्त-रक्त कोयले पर छोड़ते हैं—



प्रतिक्रिया में पहले तो सोडियम सायनेमाइड, Na_2CN_2 , बनता है, यह बाद में कुछ और कार्बन से प्रतिकृत होकर सोडियम सायनाइड देता है—



(४) थोड़ा सा मामूली सोडियम सायनाइड कैल्सियम सायनेमाइड (अर्थात् नाइट्रोलिम) को नमक या सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाकर भी बनाते हैं—

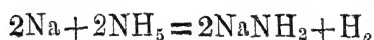


सोडियम सायनाइड श्वेत पदार्थ है और परम विषैला है। पानी में इसका विलयन थोड़ा सा उदविच्छेदित हो जाता है जिससे विलयन में हाइड्रोसायनिक ऐसिड की गन्ध आती रहती है—

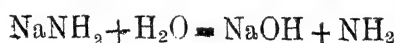


इसका उपयोग सोने की धातु-प्रक्रिया में बहुत होता है।

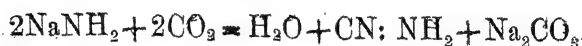
सोडामाइड, NaNH_2 —इसका उल्लेख ऊपर आ चुका है। गेलूसाक (Gay Lussac) और थेनार्ड (Thenard) ने शुष्क अमोनिया और सोडियम के 300° पर संघर्ष से इसे तैयार किया था—



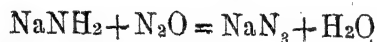
सोडामाइड तो श्वेत मोम ऐसा होता है, पर मामूली पदार्थ में कुछ हरा सा रंग होता है। यह गरम करने पर 210° पर पिघलता है। पानी के संसर्ग से कास्टिक सोडा और अमोनिया देता है—



कार्बन डिऑक्साइड के प्रवाह में गरम किये जाने पर सायनेमाइड और कार्बोनेट देता है—

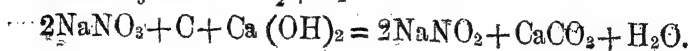
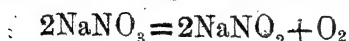


नाइट्रस ऑक्साइड के प्रवाह में गरम होने पर सोडियम ऐज़ाइड देता है—



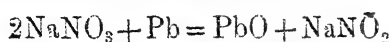
सोडियम नाइट्राइड, NaN_3 —लीथियम नाइट्राइड के समान नहीं पाया जाता।

सोडियम नाइट्राइट NaNO_2 —(१) यह अधिकतर सोडियम नाइट्रेट को कार्बन और चूने के साथ गरम करके बनाया जाता है।



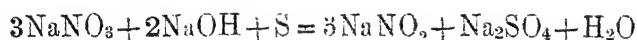
चूने के प्रयोग से कार्बन द्विऑक्साइड जैसे ही बनती है वैसे ही सोखती जाती है।

(२) कोयले और चूने के स्थान में सीसा या लोहे से भी सोडियम नाइट्रेट का अपचयन किया जा सकता है—



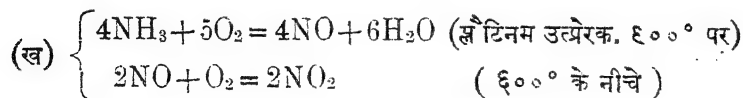
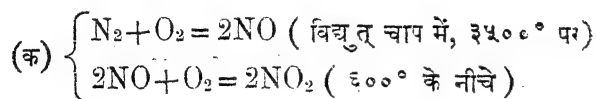
ढलवाँ लोहे के कड़ाहों में सीसा और शोरे को 400° तक गरम करते हैं। गलित पदार्थ को फिर पानी द्वारा खलभलाया जाता है। लेड ऑक्साइड का कीचड़ नीचे बैठ जाता है। विलयन को छान लेते हैं, और उड़ा कर सुखा लेते हैं। इस विधि में केवल यह अवगुण है कि सीसा का विष कुछ अंश तक नाइट्राइट से मिल जाता है।

(३) सोडियम नाइट्रेट और कार्बोनेट सोडा के मिश्रण को गलाते हैं और फिर इसमें पिसा हुआ गन्धक थोड़ा थोड़ा करके डालते हैं। विस्फोट के साथ प्रतिक्रिया आरंभ होती है—



प्रतिक्रिया समाप्त होने के अनन्तर गलित पदार्थ को पानी द्वारा खलभला कर विलयन को अलग कर लेते हैं। इसे सुखाकर सोडियम नाइट्राइट के रवे प्राप्त कर लिये जाते हैं।

(४) आधुनिक विधि में वायुमंडल के नाइट्रोजन अथवा अमोनिया का विद्युत् उपचयन किया जाता है। विद्युत् चिनगारियों की उपस्थिति में ये दोनों पदार्थ ऑक्सीजन से संयुक्त हो जाते हैं, और नाइट्रोजन के ऑक्साइड बनते हैं—



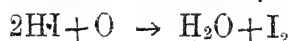
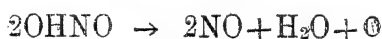
नाइट्रिक ऑक्साइड और नाइट्रोजन परॉक्साइड को कार्बोनेट सोडा के विलयन में सोख लेने पर सोडियम नाइट्राइट बन जाता है।



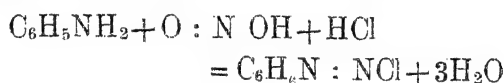
शुद्ध सोडियम नाइट्राइट के सफेद रवे होते हैं, पर बहुधा इनमें हलका पीला रंग भी रहता है। यह पानी में बहुत विलेय है, 15° पर 100 ग्राम पानी 23.3 ग्राम घुलता है।

सोडियम नाइट्राइट में नाइट्रस एसिड के उपचायक (ऑक्सिकारक), अपचायक (अवकारक) दोनों प्रकार के गुण होते हैं। यह पोटैसियम पर-मैंगनेट के विलयन को नीरंग कर देता है और पोटैसियम द्विक्रोमेट का विलयन भी अपचित करता है। नाइट्राइटों का परमैंगनेट से अनुमापन (titration) किया जा सकता है।

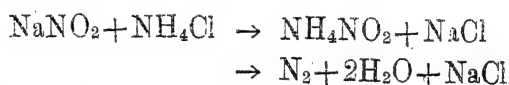
पोटैसियम आयोडाइड के अम्लीय विलयन से यह आयोडीन मुक्त कर देता है। इससे इसके उपचायक गुण स्पष्ट हैं—



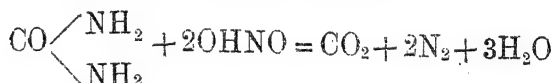
सोडियम नाइट्राइट का उपयोग ऐज़ो रंगों के बनाने में बहुत किया जाता है। यह ऐरोमेटिक ऐमिनो को डायज़ोटाइज़ कर देता है—



सोडियम नाइट्राइट को अमोनियम लवणों के साथ गरम करने पर नाइट्रोजन निकलता है—



यूरिया के साथ भी ऐसी ही प्रतिक्रिया होती है—



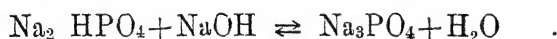
सोडियम नाइट्रेट या चिली का शोरा, NaNO_3 —दक्षिणी अमेरिका के वर्षारहित चिली प्रदेश में इस शोरे का बहुत बड़ा भंडार है। यह कहना कठिन है कि वहाँ यह शोरा कैसे आया (हमारे देश का कलमी शोरा पोटैसियम नाइट्रेट होता है)। सम्भवतः समुद्री नरकुलों के नष्ट भ्रष्ट होने पर यह बना हो। लगभग $66,000$ वर्ग मील के घेरे में यह भंडार है। इसमें 30 से 60% तक मिट्टी है। ऐसा अनुमान किया जाता है कि यदि दुनिया में

शोरे की खपत इसी प्रकार रही तो २५० वर्षों तक चिली प्रदेश अकेला यह शोरा दे सकता है। ३० लाख टन के लगभग प्रतिवर्ष यहाँ से शोरा भिन्न भिन्न देशों को जाता है। भारत में कलमी शोरे का व्यवहार इसके आगे फीका पड़ गया है। चिली देश की शोरे की भूमि की ऊपरी दृढ़ तह को कोस्ट्रा (Costra) कहते हैं और नीचे की मुलायम तह को कैलीचे (Caliche)। कोस्ट्रा में होकर कैलीचे तक स्थान स्थान पर सुराख कर दिये जाते हैं जिसमें विस्फोटक पदार्थ भर देते हैं। विस्फोट होने पर ऊपर की दृढ़ तह और कैलीचे तह दोनों टूट जाती हैं। कैलीचे के टुकड़ों में ही सोडियम नाइट्रेट अधिक होता है। इसे ऑफिसिना (officina) नामक कारखानों में भेजा जाता है जहाँ ये पीसे जाते हैं और फिर हौज़ों में पानी के साथ ये खलभलाये जाते हैं। इन हौज़ों को भाप से गरम किया जाता है। मिट्टी नीचे बैठ जाती है और साफ विलयन मणिम जमाने के हौज़ों में भेज दिया जाता है। मणिम जम जाने पर पृथक् कर लिये जाते हैं; इन्हें धूप में सुखा लिया जाता है।

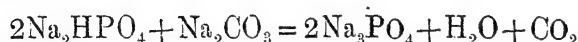
इसके श्वेत और क्रिष्णमात्र जलग्राही मणिम होते हैं जो पानी में विलेय हैं, २०° पर १०० ग्राम पानी में ८८ ग्राम और १००° पर १७५.५ ग्राम इसका प्रयोग खाद में विशेष रूप से होता है। यह सोडियम नाइट्राइट, नाइट्रिक एसिड और पोटैशियम नाइट्रेट बनाने के भी काम में आता है।

सोडियम फॉस्फेट—सोडियम के कई प्रकार के फॉस्फेट काम में आते हैं।

सामान्य सोडियम फॉस्फेट, Na_3PO_4 —द्विसोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट में यदि कास्टिकसोडा की यथोचित मात्रा मिलाई जाय तो यह बनता है। इस प्रकार बना फॉस्फेट आर्द्र या सजल अवस्था में होता है—



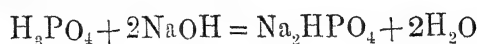
यदि निर्जल बनाना हो तो इसी फॉस्फेट को सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाना चाहिये—



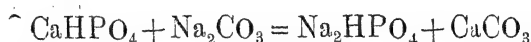
सोडियम फॉस्फेट (सामान्य) के विलयन प्रबल क्षारता प्रकट करते हैं—फीनोलथैलीन से गहरा लाल रंग देते हैं। इसका कारण यह है कि विलयन में ये उदविच्छेदित बहुत होते हैं।



साधारण सोडियम फॉस्फेट या द्वि सोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट — $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ —फॉस्फोरिक एसिड को कास्टिक सोडा द्वारा फीनोल-थैलीन की विद्यमानता में ठीक ठीक शिथिल करने पर यह बनता है (बहुत हलका गुलाबी रंग होना चाहिये)।



हड्डियों का कैल्सियम फॉस्फेट भी इसी फॉस्फेट की जाति का होता है। इसे यदि सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाया जाय तो द्विसोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट बनेगा—



इसके श्वेत मणिम १०० ग्राम पानी में १०° पर ३.५ ग्राम, पर १००° पर १०२ ग्राम घुलते हैं। इसके कई हाइड्रेट पाये जाते हैं, जिनमें से द्वादशीहाइड्रेट मुख्य है। इसको यदि गरम किया जाय तो यह सोडियम पायरोफॉस्फेट, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$, देगा।

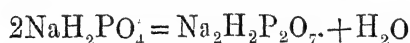


फीनोलथैलीन के प्रति यह अम्ल है ($\text{pH} = 4.5$), पर मैथिल ऑरेंज के प्रति क्षारीय। यह दवाओं में हलके रेचक के काम आता है।

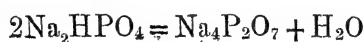
सोडियम द्विहाइड्रोजन फॉस्फेट, NaH_2PO_4 —द्विसोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट और फॉस्फोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से यह बनता है। दोनों की यथोचित मात्राएँ मिलानी चाहिये—



इसका विलयन अम्लीय होता है, फीनोलथैलीन और मैथिल ऑरेंज से अम्लीय प्रतीत होगा। इसे यदि सावधानी से गरम किया जाय तो सोडियम हाइड्रोजन पायरोफॉस्फेट बनेगा—

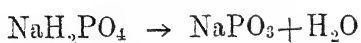


सोडियम पायरोफॉस्फेट, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ —जैसा कहा जा चुका है, यह साधारण फॉस्फेट को गरम करने से बनता है—काँच के समान इसका फूला बन जाता है—



पानी में घोल कर इसका मणिभीकरण करने पर दश-हाइड्रेट वाले मणिभ मिलते हैं।

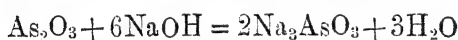
सोडियम मेटाफॉस्फेट, $(\text{NaPO}_3)_4$ —जब द्विहाइड्रोजन सोडियम फॉस्फेट अथवा माइक्रोकोस्मिक लवण (सोडियम अमोनियम हाइड्रोजन फॉस्फेट) गरम करके गलाया जाता है तो जो फुल्ली बनती है वह षष्ठ-सोडियम मेटाफॉस्फेट, $(\text{NaPO}_3)_6$, है।



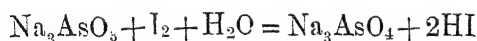
यदि गले द्रव्य को शीघ्र ही ठंडा कर दिया जाय तो जो पदार्थ मिलता है वह पानी में विलेय है। यदि माइक्रोकोस्मिक लवण को 334° तक गरम करें, तो अविलेय चूर्ण प्राप्त होता है। यह भी मेटाफॉस्फेट का अनिश्रित गुणित रूप है।

सोडियम आर्सिनेट—फॉस्फेटों के समान ही सोडियम कई प्रकार के आर्सिनेट देता है। सामान्य लवण, $\text{Na}_3\text{AsO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, पानी में २७% विलेय है, द्विसोडियम आर्सिनेट, $\text{Na}_2\text{HAsO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, पानी में ५५% विलेय है और द्विहाइड्रोजन आर्सिनेट $\text{NaH}_2\text{AsO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ पानी में बहुत ही विलेय है।

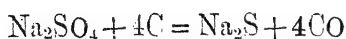
आर्सिनेट बनाने के लिये ऑर्सीनिअस ऑक्साइड से आरंभ करना चाहिये। क्षार के विलयन में यह आर्सिनाइट देगा।



आर्सिनाइट को सोडियम नाइट्रेट के साथ गलाया जाय, या इसके विलयन को आयोडीन से प्रतिकृत किया जाय, तो आसीनेट बन जायगा—



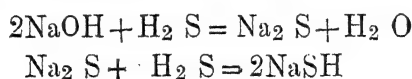
सोडियम सल्फाइड, $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ —सोडियम सल्फाइड व्यापारिक मात्रा में सोडियम सल्फेट को कोयले के साथ अपचित (अवकृत) करके बनाया जाता है—



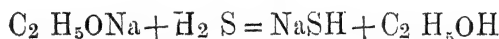
इस काम के लिये घूमती हुई भट्टियों का प्रयोग होता है। ये भट्टियाँ २५ फुट लंबी और १२३ फुट व्यास की होती हैं और इनमें ६ टन सोडियम सल्फेट और ४ टन कोयला भरा जाता है। भट्टी को घुमाया जाता

है। नीचे जो गैसों के जलने से बनी आग धधकती रहती है, उससे भट्टी का मसाला गल जाता है, और कार्बन एक्साइड बाहर निकल जाता है, और अधिक गरम करने पर गला हुआ द्रव्य फिर गाढ़ा पड़ जाता है। इसी समय इसे निकाल कर पानी के साथ खलभलाते हैं। पानी में सोडियम सल्फाइड घुल जाता है। विलयन को सुखा कर इसमें से सल्फाइड के मणिभ ($\text{Na}_2 \text{S} \cdot 9\text{H}_2 \text{O}$) प्राप्त कर लेते हैं। इन मणिभों में ३० प्रतिशत निर्जल सल्फाइड होता है। सोडियम सल्फाइड का प्रयोग रंग व्यवसाय में और चमड़ों के कारखानों में बाल हटाने के लिए बहुत होता है।

सोडियम हाइड्रोसल्फाइड, NaSH .— यदि सोडियम हाइड्रॉक्साइड के विलयन को हाइड्रोजन सल्फाइड गैस से संतृप्त किया जाय तो विलयन में सोडियम हाइड्रोसल्फाइड बनता है—



यदि ठोस हाइड्रोसल्फाइड बनाना हो तो सोडियम एथॉक्साइड पर हाइड्रोजन सल्फाइड की प्रतिक्रिया करनी चाहिये—

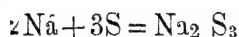


इस मिश्रण विलयन में यदि ईथर डाल दिया जाय तो हाइड्रोसल्फाइड अवक्षिप्त हो जायगा। यह श्वेत जल-ग्राही पदार्थ है। गुणों में यह सोडियम सल्फाइड का सा ही है। गरम करने पर यह सोडियम सल्फाइड में ही परिणत हो जाता है—

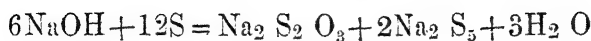


सोडियम के अन्य सल्फाइड—सोडियम के कई सल्फाइड (लगभग ६) ज्ञात हैं जिनका सूत्र $\text{Na}_2 \text{S}_n$ है (n का मान २ से ५ तक है)। इनमें बहुत से तो पंच-सल्फाइड और एक-सल्फाइड के मिश्रण हैं।

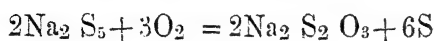
यदि सोडियम धातु को गन्धक के साथ गलाया जाय तो त्रिसल्फाइड बनता है—



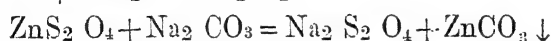
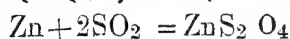
यदि गन्धक को कास्टिक सोडा के विलयन में उबाला जाय तो हाइड्रो और पंच-सल्फाइड बनेगा—



सोडियम सल्फाइड, Na_2S , को गन्धक के साथ गलाने पर भी पंच-सल्फाइड बनता है। ये सब सल्फाइड पीले रंग के होते हैं। हवा में खुले रहने पर सोडियम थायोसल्फेट और गन्धक में परिणत हो जाते हैं—

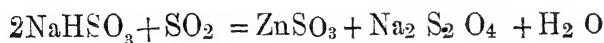


सोडियम हाइड्रोसल्फाइड, $\text{Na}_2 \text{S}_2 \text{O}_4$ — हाइड्रोसल्फ्यूरस एसिड जिसे हाइपोसल्फ्यूरस एसिड भी कहते हैं, और जो $\text{H}_2 \text{S}_2 \text{O}_4$ है, केवल विलयन में ही पाया जाता है। यह अति प्रबल उपचायक पदार्थ है। इसका सोडियम लवण, $\text{Na}_2 \text{S}_2 \text{O}_4$ रंग के व्यवसाय और चीनी के कारखानों में इस कारण बहुत प्रयुक्त होता है। इसे बनाने के लिये ६७ प्रतिशत शुद्ध जस्ते का चूर्ण पानी में छितराया जाता है, और गन्धक द्विऑक्साइड गैस इसमें बराबर प्रवाहित की जाती है,—विलयन को बराबर दारते रहते हैं। प्रतिक्रिया का तापक्रम 30° पर स्थिर रक्खा जाता है। धीरे धीरे मिश्रण विलयन स्वच्छ होने लगता है, और जस्ता हाइड्रोसल्फाइड बनकर पानी में घुल जाता है। इस विलयन में यदि सोडियम कार्बोनेट का विलयन डाला जाय तो ज़िंक कार्बोनेट अवक्षिप्त हो जाता है और सोडियम हाइड्रोसल्फाइड विलयन में रहता है। छान कर इस विलयन को अलग कर लेते हैं—

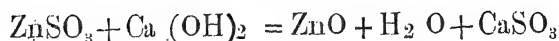


विलयन को सुखाकर इसमें से सोडियम हाइड्रोसल्फाइड के मणिम, $\text{Na}_2 \text{S}_2 \text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2 \text{O}$, प्राप्त कर लिये जाते हैं। यदि तापक्रम 53° तक कर दिया जाय तो इसका पानी निकल जाता है, और निर्जल पदार्थ का महीन चूर्ण प्राप्त होता है जिसे एल्कोहल से धोकर शून्य कन्दु (oven) पर सुखाया जा सकता है।

सोडियम हाइड्रोसल्फाइड बनाने की दूसरी विधि इस प्रकार है— सोडियम वाइसल्फाइड के सान्द्र विलयन को जस्ते के महीन चूरे से अपचित करो, विलयन में गन्धक द्विऑक्साइड का यथोचित प्रवाह जारी रखो—

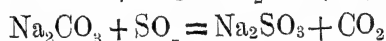
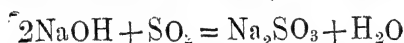


मिश्रण विलयन में चूने का पानी (बुझा चूना) छोड़ो, ऐसा करने पर जस्ता ऑक्साइड बन कर अवक्षिप्त हो जायगा।



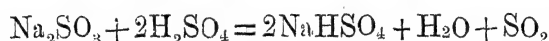
अवक्षेप को छान कर अलग कर लो। विलयन को साधारण नमक से संतृप्त करो। ऐसा करने पर सोडियम हाइड्रोसलफाइट के मणिभ मिल जायेंगे।

सोडियम सलफाइट, $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —यदि गन्धक द्विऑक्साइड गैस को कास्टिक सोडा के विलयन या सोडियम कार्बोनेट के विलयन अथवा निर्जल सोडियम कार्बोनेट में होकर प्रवाहित किया जाय (जब तक कि विलयन शिथिल न हो जाय), तो सोडियम सलफाइट मिलेगा—

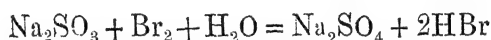


सोडियम सलफाइट के मणिभ एकानतात् न् नीरंग होते हैं जो 10.5° पर 100 ग्राम पानी में 20 ग्राम घुलते हैं।

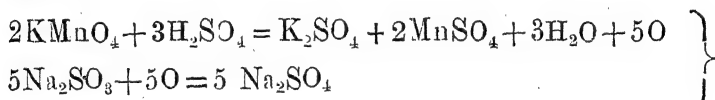
इनमें अम्ल छोड़ने से गन्धक द्विऑक्साइड गैस निकलने लगती है—



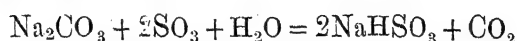
ऑक्सीकारक पदार्थों के संसर्ग में आकर ये सल्फेट में परिणत हो जाते हैं।



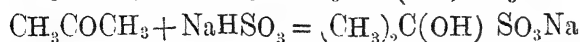
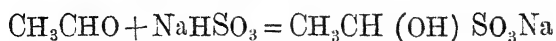
परमैंगनेट के विलयन को सलफाइट का अम्लीय विलयन नीरंग कर देता है—



सोडियम बाइसलफाइट, NaHSO_3 , या सोडियम हाइड्रोजन सलफाइट—यदि सोडियम कार्बोनेट के विलयन को गन्धक द्विऑक्साइड से संतृप्त किया जाय, तो सोडियम बाइसलफाइट बनता है (विलयन के स्थान पर सोडियम कार्बोनेट के दश-हाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, मणिभ लिये जा सकते हैं)।

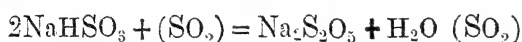


यह एलडीहाइड और कीटोनों के साथ बाइसलफाइट यौगिक देता है—



ऐसिडों के संसर्ग से सोडियम बाइसल्फाइट गन्धक द्विऑक्साइड देता है।

सोडियम मेटाबाइसल्फाइट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ —बाज़ार में जो ठोस सोडियम बाइसल्फाइट मिलता है उसमें अधिकांश भाग मेटाबाइसल्फाइट का होता है। यदि सोडियम बाइसल्फाइट के विलयन में गन्धक द्विऑक्साइड की मात्रा अधिक प्रवाहित की जाय और साथ ही साथ विलयन को सुखाया भी जाय, तो मेटाबाइसल्फाइट के मणिम मिलेंगे—

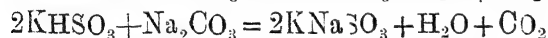
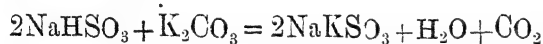


सोडियम मेटाबाइसल्फाइट वस्तुतः सोडियम सल्फाइट और गन्धक द्विऑक्साइड का मिश्रण है—

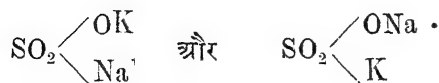


पायरोगैलोल और हाइड्रोक्विनोन के उपचयन (ऑक्सीकरण) को मन्द करने के लिये सोडियम मेटाबाइसल्फाइट का उपयोग फोटोग्राफी के डेवलेपरों में किया जाता है। मेटाबाइसल्फाइट के विलयन में गोंद और रालें बुल जाती हैं, पर लकड़ी की सेल्यूलोज़िक लुगदी पर बुरा प्रभाव नहीं पड़ता। इसलिये इसका उपयोग कागज़ के कारखानों में भी होता है।

सोडियम पोटैसियम सल्फाइट, NaKSO_3 —यह दो प्रकार से बन सकता है—(१) सोडियम हाइड्रोजन सल्फाइट और पोटैसियम कार्बोनेट की प्रतिक्रिया से, (२) पोटैसियम हाइड्रोजन सल्फाइट और सोडियम कार्बोनेट की प्रतिक्रिया से—

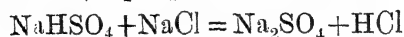
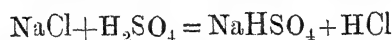


पहले कुछ व्यक्तियों की यह धारणा थी कि दो प्रकार से बने पदार्थ परस्पर भिन्न हैं—



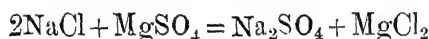
पर यह धारणा निर्मूल मालूम होती है।

सोडियम सल्फेट, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (ग्लौबर लवण)—यह पदार्थ सोडियम क्लोराइड और सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से हाइड्रोक्लोरिक एसिड के व्यवसाय में अथवा लीब्लांक विधि में बनता है—

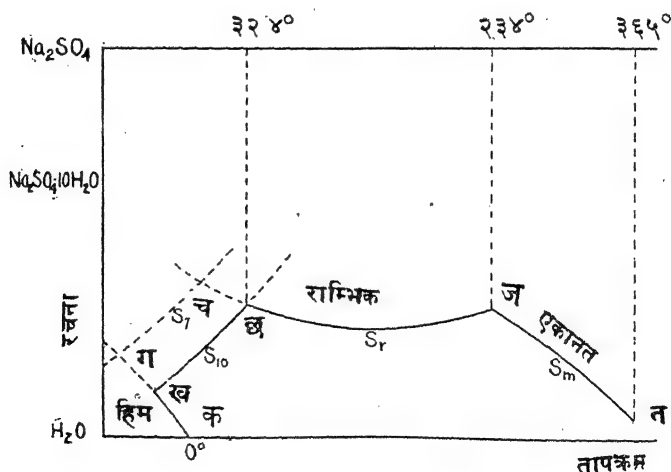


सोडियम सल्फेट का दश-हाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, जो ग्लौबर लवण कहलाता है अधिक स्थायी और प्रसिद्ध है। इसका एक हाइड्रेट, सप्तहाइड्रेट, अस्थायी है। सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट और नमक को साथ-साथ 500° तक गरम करने पर निर्जल सोडियम सल्फेट बनता है। स्टैसफर्ट के भंडार से भी यह प्राप्त किया जाता है।

खनिज कार्नेलाइट की अविलेय मिट्टी में कीज़ेराइट (Kieserite) के रूप में मैग्नीशियम सल्फेट होता है। इस मिट्टी को पानी में घोलते हैं, और फिर इसमें नमक छोड़ते हैं। प्रतिक्रिया द्वारा सोडियम सल्फेट बनता है—



विलयन का मणिभीकरण करने पर $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, के रवे पहले प्राप्त होते हैं, क्योंकि ठंडे पानी में साथ के अन्य लवणों की अपेक्षा यह कम विलेय है।



चित्र ५५—सोडियम सल्फेट

निर्जल सोडियम सल्फेट श्वेत ठोस पदार्थ है, जो गरम करने पर भी परिवर्तित नहीं होता। 32.8° से नीचे तापक्रम पर यह पानी से संयुक्त होकर दश-हाइड्रेट बनाता है, पर इस तापक्रम के ऊपर पानी फिर विलुप्त हो जाता है और निर्जल लवण ही मिलता है। साथ दिये हुए वक्र में (चित्र ५५) सोडियम सल्फेट और उसके हाइड्रेटों की विलेयतायें दी गयी हैं।

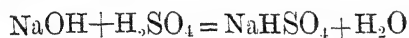
दश-हाइड्रेट के लंबे नीरंग रवे होते हैं, यह आसानी से “अति-संतृप्त” विलयन बनाता है। इस अति-संतृप्त विलयन को 5° तक ठंडा किया जाय तो सप्तहाइड्रेट, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के रवे मिलेंगे। सप्तहाइड्रेट दश-हाइड्रेट की उपस्थिति में सर्वथा अस्थायी है।

सोडियम सल्फेट का उपयोग औद्योगिकों में (हलके रेशम के रूप में), और द्रावण मिश्रण में, एवं काँच के कारखानों में होता है। भूरे कागज की लुगदी बनाने में भी, जिससे क्रेफ्ट-पेपर बनता है, सोडियम सल्फेट का उपयोग होता है।

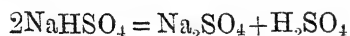
सोडियम ऐसिड सल्फेट या सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट, NaHSO_4 —सल्फ्यूरिक ऐसिड को नमक या शोरे के साथ गरम करने पर यह बनता है—



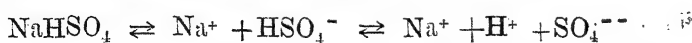
कार्बिक सोडा में सल्फ्यूरिक ऐसिड की उचित मात्रा मिला कर भी यह बनाया जा सकता है—



इसके मणिभों में पानी का एक अणु होता है। निर्जल अवस्था में भी तैयार किया जाता है। यदि 300° तक गरम करें तो पिघलने लगता है। रक्ततप्त करने पर यह सल्फ्यूरिक ऐसिड और सल्फेट में परिणत हो जाता है—



इसका विलयनों में आयनीकरण निम्न प्रकार होता है—



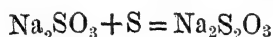
प्रयोगशालाओं में यह गलाने के काम आता है। साधारण ऐल्यूमिना पर गन्धक के तेजाब का असर नहीं होता पर यदि सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट के साथ इसे गलाया जाय तो ऐल्यूमीनियम सल्फेट बन जायगा—



जिन पदार्थों के द्रवणांक 350° से ऊपर हैं उनके द्रवणांक निकालने के लिये गलित सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट का बाथ (ऊष्मक) के रूप में उपयोग हो सकता है।

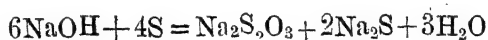
हाइपो या सोडियम थायोसल्फेट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ —इसका उपयोग फोटोग्राफी में बहुत होता है, क्योंकि यह चाँदी के अप्रभावित हैलाइडों को घोल लेता है। इसके बनाने की कुछ मुख्य विधियाँ नीचे दी जाती हैं—

(१) सोडियम सल्फाइट के विलयन को गन्धक के साथ उबाल कर—

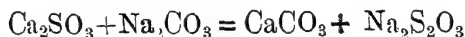
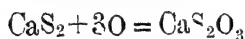


५० ग्राम सोडियम सल्फाइट 100°C . पानी में धोलो और ७ ग्राम महीन पिसा गन्धक डालो (गन्धक पुष्प इस काम के लिये व्यर्थ है)। दो घंटे तक मिश्रण को उबालो, सूखते समय बीच बीच में पानी की कमी और पानी डाल कर पूरी करते जाओ, जब सब गन्धक लुप्त हो जाय, गरम विलयन को छान लो। और थायोसल्फेट का एक मणिभ विलयन में वपन करके अतिसंतृप्त विलयन से सोडियम थायोसल्फेट के मणिभ प्राप्त कर लो।

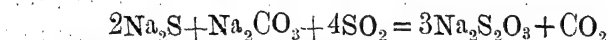
(२) कास्टिक सोडा और गन्धक के प्रभाव से सोडियम सल्फाइट और हाइपो दोनों बनते हैं—



(३) लीब्लांक की सोडा विधि में कैल्सियम सल्फाइट का जो पंक या कीचड़ प्राप्त होता है उसके उपचयन से (देखो पृ० २१४)—

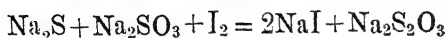


(४) आज कल व्यापारिक मात्रा में यह सोडियम सल्फाइट से बनाया जाता है। इसमें कुछ सोडियम कार्बोनेट मिलाते हैं। गन्धक द्विऑक्साइड फिर प्रवाहित करते हैं—



—(५) यदि सोडियम सल्फाइट और सोडियम सल्फाइट दोनों की

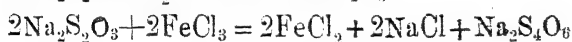
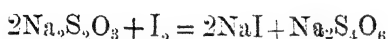
समाशुक्त मात्रा ली जाय, और दोनों के विलयनों को आयोडीन से प्रतिकृत किया जाय तो हाइपो का विलयन बन जायगा—



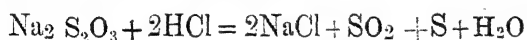
हाइपो के मणिभ नीरंग होते हैं। यह पानी में बहुत विलेय है, 15° पर १०० ग्राम पानी में ६५ ग्राम। यदि यह गरम किया जाय तो मणिभीकरण का पानी निकल जाता है। 200° के ऊपर यह फिर विभाजित हो जाता है—



यह आयोडीन अथवा फेरिक क्लोराइड के विलयनों के साथ सोडियम चतुःथायानेट, $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$, देता है—

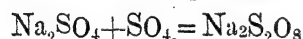
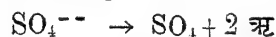
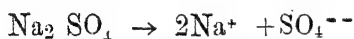


एसिड के साथ यह गन्धक देता है—

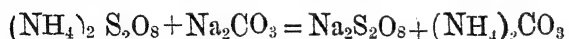


चाँदी के लवणों के साथ इसके जो संकीर्ण लवण बनते हैं उनका उल्लेख आगे किया जावेगा।

सोडियम परसलफेट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ —सोडियम सलफेट या सोडियम हाइड्रोजन सलफेट के ठंडे विलयन का शक्तिवान् धारा द्वारा विद्युत्-विच्छेदन करने पर विलयन में सोडियम परसलफेट बनता है—

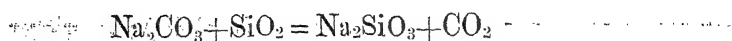


अमोनियम परसलफेट और सोडियम कार्बोनेट की प्रतिक्रिया करके ठोस सोडियम परसलफेट भी बनाया जा सकता है—



यह प्रबल उपचायक पदार्थ है। गुणों में पोटैशियम परसलफेट के समान है जिसका विवरण आगे दिया जायगा।

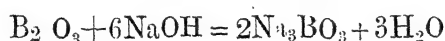
सोडियम सिलिकेट, Na_2SiO_3 —बालू और सोडियम कार्बोनेट को तप्त भट्टियों में गलाकर सोडियम सिलिकेट बनाया जा सकता है।



यह विधि काँच के कारखाने में काम आती है।

यदि विलेय सोडा काँच बनाना हो तो बालू या महीन पिसा क्वार्ट्ज, सोडा राख, और क्रोयले को क्षेपक भट्टी (reverberatory furnace) में गलाते हैं। फिर गले पदार्थ को दाब के भीतर कास्टिक सोडा में घोलते हैं। यह सोडा-काँच संकीर्ण सिलिकेट है।

सोडियम बोरेट, ऑर्थो— Na_3BO_3 —बोरोन त्रि-ऑक्साइड को कास्टिक सोडा के आधिक्य में घोलने पर यह बनता है—



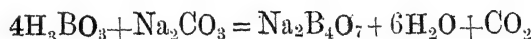
यह अस्थायी पदार्थ है।

सुहागा, बोरक्स या सोडियम पायरोबोरेट, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ —

सुहागा हमारे देश का प्राचीन परिचित पदार्थ है, फिर भी यह बृटिश भारत में कहीं नहीं पाया जाता। तिब्बत और लद्दख से ही यहाँ आता है। सीमा प्रांत के बाज़ारों में टिकल (संस्कृत टंकण) नाम से प्रसिद्ध है। वसन्त ऋतु के निकट बकरे और भेड़ें तिब्बत से सुहागा के दो थैले लटकाये हिमालय के विकट मार्गों से नीचे उतरती हुई दिखाई देती हैं।

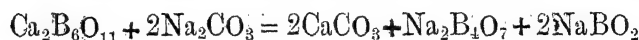
जब से अमरीका में कैल्सियम बोरेट के भंडारों का पता चल गया है, तिब्बत के सुहागे का व्यापार कम हो गया है।

इटली के बोरिक ऐसिड को सोडा-राख के साथ गरम करके भी सुहागा बनाया जाता था—

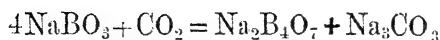


विलयन में से कई बार मणिभीकरण करके शुद्ध सुहागा मिलता है।

अमरीका में कैल्सियम बोरेट और सोडियम कार्बोनेट से विनिमय प्रतिक्रिया (double decomposition) के आधार पर भी यह बनता है—



इस प्रतिक्रिया में सोडियम मेटाबोरेट, NaBO_2 , भी बनता है। विलयन में से पहले सुहागे के मणिभ अलग कर लिये जाते हैं। विलयन में जब केवल मेटाबोरेट रह जाता है, तो उसमें कार्बन ट्राइऑक्साइड प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर और सुहागा बन जाता है—



सुहागे के नीरंग एकानताक्ष बड़े बड़े मणिभ होते हैं। यह पानी में सापेक्षतः कम घुलता है। 21.5° पर १०० ग्राम पानी में निर्जल सुहागा केवल २.८८ ग्राम घुलता है, पर 100° पर ५२.३ ग्राम।

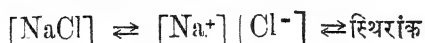
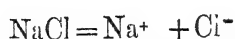
गरम करने पर इसका पानी निकलता है और हलकी बड़ी सी फुल्ली बन जाती है और गरम करने पर यह काँच के समान पारदर्शक पदार्थ बन जाता है। यह सुहागा परीक्षण-रसायन में अनेक धातुओं की पहचान के काम में आता है (बोरेक्स बीड परीक्षा)

नमक या सोडियम क्लोराइड, NaCl —हमारे शरीर के रक्षि में 2.5 प्रतिशत के लगभग नमक है। वनस्पतिक पदार्थों में भी थोड़ा बहुत नमक रहता है। बहुत से खारी पानी के कुओं में नमक होता है। खारी मीलों और समुद्र के पानी में तो नमक की अच्छी मात्रा है और खानों से भी नमक निकलता है। हमारे देश में प्रत्येक नगर में नोना मिट्टी से नमक तैयार किया जाता था, पर नमक के व्यवसाय पर अब तो सरकारी नियंत्रण है।

भारत का दो-तिहाई नमक बंबई और मद्रास के समुद्री पानी से तैयार किया जाता है। खम्भात की खाड़ी के पास धरसाना और छुरवडा में सरकारी केन्द्र हैं। यहाँ बड़े बड़े हौजों में ज्वार के समय पानी भर जाता है। इसे सुखाया जाता है। गाढ़ा होने पर पहले तो कैल्सियम कार्बोनेट और सल्फेट अवक्षिप्त हो जाते हैं, बाद को 12 फुट \times 10 फुट के कड़ाहों में मणिभीकरण किया जाता है। ऐसा करने पर नमक के मणिभ प्राप्त हो जाते हैं। कच्छ और सिन्ध में भी इसी प्रकार नमक तैयार करते हैं। सांभर मील का क्षेत्र 60 वर्गमील के लगभग है। यहाँ भी नमक का बड़ा भारी कारखाना है।

सॉल्ट रेंज के खेउड़ा स्थान में मेयो नामक खान नमक के लिये बड़ी प्रसिद्ध है। यहाँ विशाल यंत्रों द्वारा नमक की कटाई होती है। सन् १९३७ में १६२१६२ टन नमक यहाँ से मिला था। २०००० टन कोहाट से नमक प्राप्त हुआ।

नमक का शोधन—साधारण नमक के संतृत विलयन में यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस प्रवाहित की जाय तो स्वच्छ शुद्ध नमक अवक्षिप्त हो जाता है। संतृत विलयन में—



अतः इसमें Cl आयन की सान्द्रता बढ़ाने पर सोडियम क्लोराइड का अवक्षिप्त होना स्वाभाविक है। वस्तुतः पानी में ३५.८ प्रतिशत के लगभग नमक विलेय है, पर सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के विलयन में १६ प्रतिशत ही। दूसरे क्लोराइड भी इतने कम विलेय नहीं हैं अतः शुद्ध नमक इस विधि से प्राप्त हो जाता है। अवक्षिप्त नमक को पानी से धोकर सुखा लिया जाता है।

समुद्र से प्राप्त नमक में साधारणतः १०% मेगनीशियम क्लोराइड, ६% मेगनीशियम सल्फेट, ४% कैल्सियम सल्फेट, २% कैल्सियम कार्बोनेट और कुछ मात्रा पोटैसियम सल्फेट और मेगनीशियम ब्रोमाइड की होती है।

नमक घनाकृति के मणिभ देता है। शुद्ध नमक का घनत्व २.१७ है। यह ८००° के निकट पिघलता है, इस तापक्रम पर यह कुछ वाष्पशील भी है। यह पानी में घुलता है पर विलेयता तापक्रम के बढ़ाने पर बहुत कम बढ़ती है, यह विशेष बात है—

तापक्रम	०°	२०°	४०°	६०	१००
१०० ग्राम					

पानी में विलेयता ३५.६ ग्राम ३५.८ ३६.३ ३७.०६ ३८.१

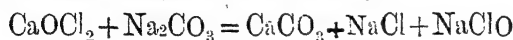
नमक एल्कोहल में नहीं घुलता। सोडियम क्लोराइड के विलयन हिम-मिश्रण में जमाने पर, यदि नमक २३.६% से कम हो, केवल बर्फ पृथक् होती है पर यदि नमक २३.६% से अधिक हो तो या तो नमक पृथक् होगा या नमक का हाइड्रेट, $\text{NaCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ । २३.६% विलयन—२२° पर जमता है इस तापक्रम पर नमक और बर्फ दोनों पृथक् होते हैं। पानी और नमक के मिश्रण से कम से कम—२२° तक तापक्रम जा सकता है, इससे नीचे नहीं।

नमक का उपयोग हाइड्रोक्लोरिक एसिड बनाने में, भोजन में, सोंडा बनाने में और सोडियम के दूसरे लवण बनाने में होता है। नमक में संरक्षण के भी गुण हैं; अचार, मछली आदि नमक की उपस्थिति में सुरक्षित रहती हैं।

सोडियम ब्रोमाइड, NaBr और सोडियम आयोडाइड, NaI —ये लवण पोटैसियम लवणों की अपेक्षा कम काम में आते हैं। कार्स्टिक

सोडा या सोडियम कार्बोनेट पर हाइड्रोब्रोमिक और हाइड्रोआयोडिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनाये जाते हैं। इनके हाइड्रेट; $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ और $\text{NaI} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ भी बनते हैं।

सोडियम हाइपोक्लोराइट, NaClO —नम सोडियम कार्बोनेट पर क्लोरीन प्रवाहित करके अथवा विरंजक चूर्ण और सोडियम कार्बोनेट की विनिमय प्रतिक्रिया से यह बनाया जा सकता है—

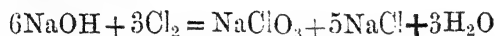


आजकल तो क्लोरीन व्यापारिक मात्रा में सोडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से बहुत बनाया जाता है। इसकी कास्टिक सोडा से ठंडे तापक्रम पर प्रतिक्रिया करके हाइपोक्लोराइट बनाया जाता है—

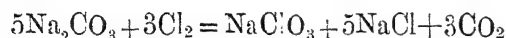


क्लोरीन इतना ही प्रवाहित करते हैं कि विलयन थोड़ा सा क्षारीय बना रहे। इसमें लगभग १०-१५ प्रतिशत सक्रिय क्लोरीन रहता है। कारखानों में इसे बनाते समय पत्थर के पात्रों का उपयोग सर्वत्र किया जाता है। बाद को इस्पात की बनी ऐसी टंकियों में भरा जाता है जिनमें रबर का अस्तर लगा हो।

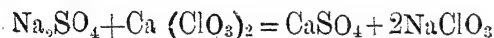
सोडियम क्लोरेट, NaClO_3 —यदि क्लोरीन और कास्टिक सोडा की प्रतिक्रिया ऊँचे तापक्रम (50°) पर की जाय तो हाइपोक्लोराइट के स्थान में सोडियम क्लोरेट बनेगा—



कास्टिक सोडा के स्थान में सोडियम कार्बोनेट का भी प्रयोग किया जा सकता है—



इसी प्रकार यदि बुके हुए चूने के गरम विलयन को क्लोरीन से संतृप्त किया जाय, तो कैल्सियम क्लोराइड और कैल्सियम क्लोरेट बनेंगे। इस विलयन में यदि सोडियम सल्फेट डाला जाय तो विनिमय होने पर सोडियम क्लोरेट बन जायगा—



सोडियम क्लोरेट पानी और एल्कोहल दोनों में विलेय है।

सोडियम परक्लोरेट, NaClO_4 —सोडियम क्लोरेट को गरम किया जाय तो सोडियम परक्लोरेट बनेगा—

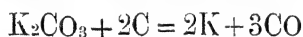


पोटैसियम, K

लकड़ी को जलाने से जो राख बचती है उसमें पोटैसियम कार्बोनेट होता है। इस राख से हम लोग बहुत दिनों से परिचित रहे हैं। हमारे देश का कलमी शोरा पोटैसियम नाइट्रेट है वह भी चिर-परिचित पदार्थ है।

प्रकृति में पोटैसियम के निम्न खनिज मुख्यतः पाये जाते हैं—स्टैसफर्ट के भंडार में कार्नेलाइट, (carnallite) $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, विशेष होता है। कैनाइट, (kainite) $K_2SO_4 \cdot MgCO_3 \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, में पोटैसियम का सल्फेट होता है। सिलवाइन, (sylvine) KCl , मुख्यतः पोटैसियम क्लोराइड है। लैंगबाइनाइट, (Langbeinite) $K_2SO_4 \cdot 2MgSO_4$ में पोटैसियम सल्फेट है। भारत के सॉल्टरेंज में यह और सिलवाइन दोनों पाये जाते हैं। सांभर झील के तटस्थ स्थल पर जो रेखा होता है उसमें ७.७४% K_2O की मात्रा होती है। हमारे देश में ८००० टन के लगभग पोटैसियम लवण बाहर से आते हैं।

धातु कर्म—बहुत दिन पहले पोटैसियम कार्बोनेट को कोयले के साथ तपाकर पोटैसियम धातु तैयार की जाती थी—



इस प्रतिक्रिया में जो कार्बन एकाइसाइड बनता है, वह धातु के साथ संयुक्त होकर पोटैसियम कार्बोनील, $K_2(CO)_2$ बनाता है। इस कार्बोनील के विस्फोटक होने के कारण बहुधा दुर्घटनायें हो जाया करती थीं।

सोडियम के लिये जो कास्टनर विधि बताई गयी है, वह पोटैसियम के लिये उपयुक्त नहीं है क्योंकि पोटैसियम धातु गले हुए पोटाश में घुल जाती है। डेवी ने १८०८ में कास्टिक पोटाश के विद्युत् विच्छेदन से पोटैसियम धातु बनायी। मैथीसन (Matthiessen) की विधि में पोटैसियम क्लोराइड और कैलसियम क्लोराइड के मिश्रण को गलाकर विद्युत् विच्छेदन किया जाता है। कार्बन के विद्युत् द्वारों का प्रयोग होता है।

पोटैसियम सायनाइड के विद्युत् विच्छेदन से भी पोटैसियम तैयार किया जा सकता है।

एक विधि पोटाश या K_2S को लोहे या मैगनीशियम द्वारा गरम करने की भी है—



कैलसियम कार्बाइड को पोटैसियम क्लोराइड के साथ गरम करके भी यह बनाया जा सकता है।

पोटैसियम धातु का उपयोग बहुत नहीं हैं, क्योंकि इससे जो काम निकलता है वह सोडियम धातु से भी निकल सकता है। सोडियम धातु सस्ती पड़ती है।

पोटैसियम के गुण—यह नरम श्वेत धातु है जिसका घनत्व 0.86 है। यह 62° पर पिघलता है और 730° पर उबलता है। इसकी वाष्प एक-परमाणुक होती है। यह ताप और बिजली का अच्छा चालक है। पोटैसियम धातु में क्षीण रेडियोशक्ति है—इसमें से हल्की सी बीटा-किरणें निकलती हैं। अन्य गुणों में यह सोडियम के समान है।

क्योंकि 100 ग्राम शुद्ध पोटैसियम क्लोरेट से 60.546 ग्राम पोटैसियम क्लोराइड बनता है अतः यदि पोटैसियम का परमाणुभार y हो, तो

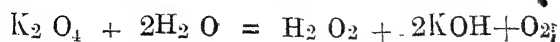
$$\frac{\text{KCl}}{\text{KClO}_3} = \frac{60.546}{100} = \frac{y + 35.456}{y + 35.456 + 48} = 0.60546$$

इस सम्बन्ध से y का मान 39.10 निकलता है। अतः इसका परमाणुभार 39.10 है (शुद्ध मान 39.10 है)। पोटैसियम के दो समस्थानिक हैं। एक का परमाणु भार 39.10 और दूसरे का 41.10 है। स्पष्टतः दूसरा समस्थानिक बहुत कम मात्रा में रहता है।

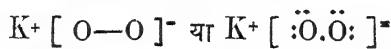
पोटैसियम ऑक्साइड— K_2O और K_2O_2 —पोटैसियम के ये दो ऑक्साइड विशेष पाये जाते हैं। एक सेल्सिट्रिक-ऑक्साइड, K_2O_3 भी होता है जो सोडियम सेल्सिट्रिक-ऑक्साइड के समान तैयार किया जाता है।

एकौक्साइड, K_2O —यह पोटैसियम धातु को शुष्क ऑक्सीजन में क्षीण दाब पर गरम करने पर बनता है। जो पोटैसियम बिना प्रतिकृत बच रहा उसे शून्य में खवित कर लेते हैं। यह ऑक्साइड गुणों में सोडियम ऑक्साइड के समान है।

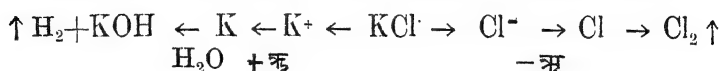
चतुः ऑक्साइड, K_2O_4 —पोटैसियम धातु को हवा या ऑक्सीजन में जला कर यह बनता है। $2\text{K} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{O}_4$ । जल के संसर्ग से यह हाइड्रोजन परीक्साइड, कास्टिक पोटाश और ऑक्सीजन देता है।



चतुः-ऑक्साइड को कभी कभी KO_2 भी लिखते हैं। तब इसकी अणु-रचना निम्न प्रकार चित्रित की जाती है—



पोटैसियम हाइड्रॉक्साइड, KOH —(१) यह कास्टिक सोडा के समान ही पोटैसियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से पाया जाता है—



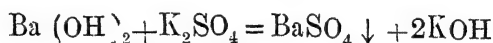
$\text{H}_2\text{O} + \text{K}$

ऋणद्वार

(ऐनोड) धनद्वार

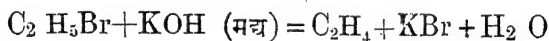
(कैथोड)

(२) यदि थोड़ी सी मात्रा में बनाना हो तो बेरीटा विलयन, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, और पोटैसियम सल्फेट की प्रतिक्रिया से प्राप्त कर सकते हैं—

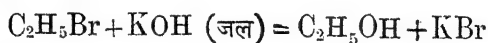


बेरियम सल्फेट छान कर अलग कर दिया जाता है। विलयन को चाँदी के प्यालों में गरम करके सुखा लेते हैं।

पोटैसियम हाइड्रॉक्साइड या कास्टिक पोटाश श्वेत ठोस पदार्थ है। इसमें तीव्र दाहक गुण होते हैं। यह 300° पर पिघलता है। यह बहुत ही जलप्राही है। १०० ग्राम पानी में 20° पर ११३ ग्राम घुलता है और 100° पर १८७ ग्राम। यह कई हाइड्रेट बनाता है। यह एलकोहल में भी विलेय है। एलकोहलिक कास्टिक पोटाश का कार्बनिक रसायन में बहुत उपयोग होता है। जैसे एथिल ब्रोमाइड और इसके संसर्ग से एथिलीन बनती है—



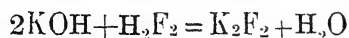
यदि पानी में घुले पोटाश का उपयोग इस प्रतिक्रिया में किया जाय, तो एथिल मद्य बनेगा—



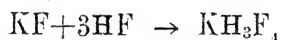
कास्टिक पोटाश गैसों को सोखने में भी बड़ा उपयोगी है। कास्टिक पोटाश का विलयन कार्बन दिऑक्साइड को आसानी से सोखता है।

पोटैसियम हाइड्राइड, KH —यदि पोटैसियम धातु को हाइड्रोजन के प्रवाह में— 360° तक गरम करें तो सोडियम हाइड्राइड के समान पोटैसियम हाइड्राइड भी बनता है।

पोटैसियम फ्लोराइड, K_2F_2 —यह पोटाश विलयन को हाइड्रोफ्लोरिक एसिड से शिथिल करके बनाया जाता है।

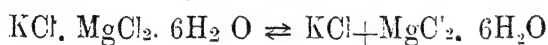


इसका द्रवणांक 55.5° है। यह द्विभासिक लवण है, और दूसरे फ्लोराइड जैसे KHF_2 , KH_2F_3 , KH_3F_4 आदि भी ज्ञात हैं जो पोटैसियम फ्लोराइड और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के संयोग से भिन्न भिन्न परिस्थितियों में बनते हैं—



पोटैसियम क्लोराइड, KCl —यह यौगिक सिलवाइन खनिज में KCl के रूप में और कार्नेलाइट में $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ के रूप में पाया जाता है। ये खनिज स्टैसफर्ट भंडार में पाये जाते हैं। कार्नेलाइट से पोटैसियम क्लोराइड प्राप्त करने की विधि इस प्रकार है—

कार्नेलाइट को गरम करके गलाते हैं। गले पदार्थ को जब ठंडा करते हैं, तो इसमें से पहले पोटैसियम क्लोराइड के मणिभ पृथक् होते हैं, और मेगनीशियम क्लोराइड-षष्ठहाइड्रेट जुला रह जाता है—



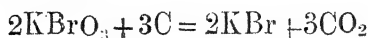
पोटैसियम क्लोराइड के मणिभों को पृथक् कर लेते हैं, और मणिभीकरण करके इन्हें शुद्ध कर लेते हैं। KCl के मणिभ पृथक् कर लेने पर जो मातृद्रव (mother liquor) रह जाता है, उसे फिर कार्नेलाइट में मिला कर पदार्थ को गलाते हैं। मेगनीशियम क्लोराइड के हाइड्रेट का पानी में संतृप्त विलयन बन जाता है। अब इस गले हुए द्रव्य को ठंडा करते हैं। ऐसा करने पर ८०% पोटैसियम क्लोराइड के मणिभ फिर पृथक् हो जाते हैं। प्रतिक्रिया का यह क्रम चलता रहता है।

पोटैसियम क्लोराइड के घनाकृतिक मणिभ होते हैं जो नमक के मणिभों से मिलते जुलते हैं। सोडियम क्लोराइड की अपेक्षा पोटैसियम क्लोराइड अधिक आसानी से गलाया जा सकता है (द्रवणांक 770°)। नीचे तापक्रमों पर यह नमक की अपेक्षा कम विलेय और ऊँचे तापक्रमों पर अधिक विलेय है। 0° पर १०० ग्राम पानी में २७.६ ग्राम, और 100° पर ५६.७ ग्राम विलेयता है।

पोटैसियम ब्रोमाइड, KBr —(१) ब्रोमीन और कास्टिक पोटाश के गरम सान्द्र विलयन की प्रतिक्रिया से पोटैसियम ब्रोमाइड और ब्रोमेट दोनों बनते हैं—



विलयन को गरम करके सुखा लेते हैं। इस विधि द्वारा प्राप्त मिश्रण में यदि थोड़ा सा कोयला मिला कर तपाया जाय तो ब्रोमेट भी ब्रोमाइड में परिणत हो जायगा—

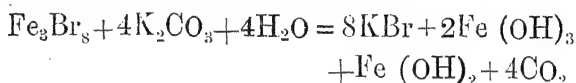


तपे हुये पदार्थ को फिर पानी में घोलते हैं, और छान कर और उड़ा कर पोटैसियम ब्रोमाइड के मणिभ प्राप्त कर लेते हैं।

(३) बहुधा व्यापार में लोहे और ब्रोमीन की प्रतिक्रिया से पहले लोहे का ब्रोमाइड, Fe_3Br_8 , बनाते हैं—

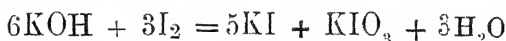


इस लवण के विलयन को फिर पोटैसियम कार्बोनेट के विलयन में मिलाते हैं जब तक कि विलयन शिथिल न हो जाय—



छान कर मिश्रण में से लोहे के हाइड्रॉक्साइड अलग कर देते हैं, और विलयन में से पोटैसियम ब्रोमाइड के मणिभ प्राप्त कर लेते हैं।

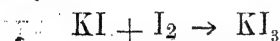
पोटैसियम आयोडाइड, KI—पोटैसियम ब्रोमाइड के समान यह भी पोटैसियम हाइड्रॉक्साइड और आयोडीन की 50° – 60° तापक्रम पर प्रतिक्रिया करके प्राप्त हो सकता है—



पहले तो आयोडाइड और आयोडेट का मिश्रण मिलता है। विलयन को सुखाकर इस मिश्रण को तपावें तो आयोडेट भी आयोडाइड में परिणत हो जाता है—



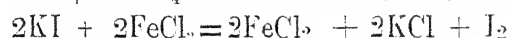
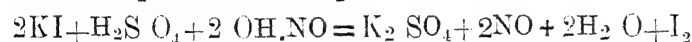
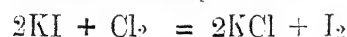
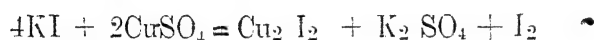
पोटैसियम आयोडाइड के श्वेत घनाकृतिक मणिभ होते हैं जो पानी में बहुत विलेय हैं— 20° पर १०० ग्राम पानी में १४४ ग्राम और 100° पर २०८ ग्राम। पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में आयोडीन भी घुल जाती है—



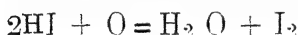
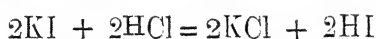
आयोडीन के $KI_3 \cdot H_2O$ और $KI_2 \cdot H_2O$ यौगिक भी उपलब्ध हुए हैं, पर वे जल के साथ युक्त होने पर ही स्थायी हैं, निर्बल रूप में नहीं। रबीडियम और सीज़ियम के बहुत हैलाइड बिना पानी के योग के भी स्थायी ठोस पदार्थ देते हैं।

पोटैसियम आयोडाइड ऐसीटोन और ग्लिसरोल में भी विलेय है परन्तु एल्कोहल में बहुत कम।

पोटैसियम आयोडाइड ऑक्सीकारक पदार्थों के साथ आयोडीन देता है। अधिकांश प्रतिक्रियाएँ ऐसिड की विद्यमानता में होती हैं—

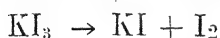


वस्तुतः अम्ल की उपस्थिति में प्रतिक्रिया का सार इस प्रकार है—



यह ऑक्सीजन किसी भी उपचायक या ऑक्सीकारक पदार्थ (डाइक्रोमेट, परमैंगनेट आदि) से मिल सकता है।

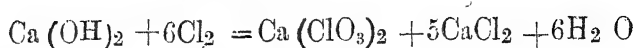
KI_3 के विलयन अनुमापन परीक्षण (titration) में उसी प्रकार प्रतिक्रिया करते हैं मानों I_2 के विलयन हों—



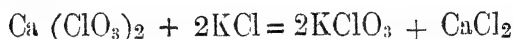
इसी लिये लगभग सभी कामों के लिये आयोडीन का विलयन पोटैसियम आयोडाइड में बनाया जाता है—केवल पानी में आयोडीन कम घुलती है।

अन्य हैलोजन लवण—पोटैसियम क्लोरेट— $KClO_3$ —यह क्लोरेट प्रबल उपचायक या ऑक्सीकारक है और इस लिये दियासलाई के कारखानों एवं विस्फोटक द्रव्यों के कारखानों में बहुत काम आता है। एनिग्निन-श्याम के समान रंग बनाने में भी इसका उपयोग है। सोडियम क्लोरेट की अपेक्षा पोटैसियम क्लोरेट कम विलेय है।

(१) बहुत दिन पहले पोटैसियम क्लोरेट बुझे हुए चूने की क्लोरीनि-करण से बनाया जाता था—

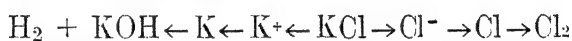


प्रतिक्रिया में कैल्सियम क्लोरेट और कैल्सियम क्लोराइड दोनों बनते हैं। यदि इनके मिश्रण में पोटैसियम क्लोराइड छोड़ा जाय तो विनिमय निम्न प्रकार होगा—



पोटैसियम क्लोरेट कम विलेय है इसलिये इसके मणिम पृथक् हो जाते हैं।

(२) इस ऊपर की विधि में $\frac{1}{2}$ भाग क्लोरीन का व्यर्थ नष्ट हो जाता था और इसलिये अब पोटैसियम क्लोराइड विलयन के विद्युत्-विच्छेदन से यह बनाया जाता है।



H_2O कैथोड ऐनोड

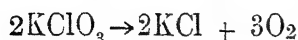
कैथोड पर कास्टिक पोटाश बनता है और ऐनोड पर क्लोरीन। यदि शीघ्रता से तापक्रम बढ़ा कर 45° के लगभग कर दिया जाय और कास्टिक पोटाश कैथोड से ऐनोड पर पहुँचा दिया जाय तो निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार पोटैसियम क्लोरेट बन जायगा—



एलक्ट्रोड (विद्युत् द्वारा) प्लैटिनम पत्र के बनाये जाते हैं। इस विधि में साथ साथ दूसरी भी प्रतिक्रियाएँ होती रहती हैं जिनके कारण पोटैसियम क्लोरेट की मात्रा कम हो जाती है, (जैसे हाइड्रोजन से क्लोरेट का अपचयन होना)। लवण का उदविच्छेदन भी हो जाता है। सन् १८६६ में इमहॉफ (Imhoff) ने यह दिखाया कि यदि विद्युत् विच्छेदन में थोड़ा सा पोटैसियम दिक्रोमेट भी मिला दिया जाय तो विद्युत् धारा का प्रभाव अधिक सफल होता है। दिक्रोमेट स्वयं अपचित होकर जो पदार्थ देता है वह कैथोड के चारों ओर महीन परत बना देता है जिससे वहाँ पर उत्पन्न नवजात हाइड्रोजन क्लोरेट का अपचयन नहीं कर पाता।

पोटैसियम क्लोरेट श्वेत मणिभीय लवण है जिसका स्वाद शीतल होता है। गले के दोष को दूर करने के लिये जो लौजेंजें बनती हैं उनमें इस कारण यह डाला जाता है। अधिक मात्रा में इसका सेवन न होना चाहिये क्योंकि तब यह विष का काम करता है। 15° पर १०० ग्राम पानी में केवल ६ ग्राम विलेय है पर गरम पानी में 46.5 ग्राम के लगभग घुलता है।

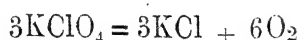
पोटैसियम क्लोरेट का उपयोग ऑक्सीजन बनाने में भी होता है—



यह प्रतिक्रिया मैंगनीज़ द्विऑक्साइड की उपस्थिति में सरलता से होती है। वस्तुतः यदि मैंगनीज़ द्विऑक्साइड का उपयोग न किया जाय तो प्रतिक्रिया दो पदों में होती है। पहले तो पोटैसियम क्लोरेट गरम होने पर गलता है और विभाजित होकर परक्लोरेट और क्लोराइड देता है।

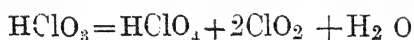
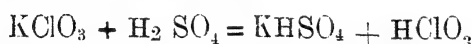


पोटैसियम परक्लोरेट का द्रवणांक क्लोरेट की अपेक्षा अधिक है, अतः गला हुआ द्रव्य फिर ठोस हो जाता है। इसे और अधिक गरम किया जाय तो यह विभाजित होकर ऑक्सीजन देगा—

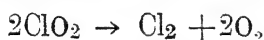


फॉस्फोरस और पोटैसियम क्लोरेट का मिश्रण थोड़ी सी रगड़ खाकर प्रचलता से विस्फुटित होता है। गन्धक और क्लोरेट का मिश्रण हथौड़े से टोकने पर विस्फुटित होता है।

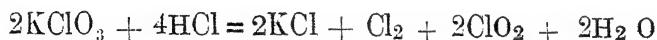
यदि क्लोरेट को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड से प्रतिकृत किया जाय तो भयानक क्लोरीन परीक्साइड बनता है। इसीलिये कड़कड़ाहट की आवाज आती है (क्लोरेट की परीक्षण विधि)।



यह कड़कड़ाहट क्लोरीन परीक्साइड के विभाजन के कारण होती है।



पोटैसियम क्लोरेट हाइड्रोक्लोरिक एसिड का निम्न प्रकार उपचयन करता है—



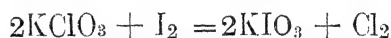
दोनों के मिश्रण से लगभग वही काम लिया जा सकता है जो अम्लराज से। दोनों के मिश्रण का हलका विलयन गले के दोष को दूर करने के लिये कुल्हा करने के काम में भी आता है। क्लोरेट में विषाणुओं या रोगाणुओं को नष्ट करने के गुण हैं।

पोटैसियम परक्लोरेट, KClO_4 —यह बताया जा चुका है कि पोटैसियम क्लोरेट को गरम करने पर परक्लोरेट बनता है। क्लोरेटों के विद्युत् विच्छेदन से भी परक्लोरेट बनाये गये हैं। इस काम के लिये क्लोरेटों का सान्द्र विलयन न्यून तापक्रम पर लिया जाता है। विधान क्लोरेट के समान ही है, पर व्यापारिक रहस्य गुप्त रखे जाते हैं।

पोटैसियम आयोडेट, KIO_3 —यह या तो आयोडीन और पोटैसियम हाइड्रॉक्साइड की प्रतिक्रिया से बनाया जाता है—



अथवा पोटैसियम क्लोरेट और आयोडीन की प्रतिक्रिया से बनता है—

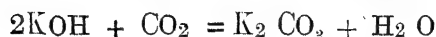
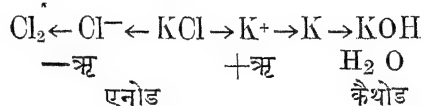


इस प्रतिक्रिया की यह विशेषता है कि यद्यपि क्लोरीन आयोडीन की अपेक्षा प्रबल माना जाता है, पर यहाँ आयोडीन क्लोरीन को बाहर निकाल देने में समर्थ प्रतीत होता है। पर वस्तुतः बात यह है कि आयोडेट क्लोरेट की अपेक्षा अधिक स्थायी पदार्थ है, अतः यह प्रतिक्रिया संभव हुई है। आयोडेट को विभाजित करने के लिये क्लोरेट की अपेक्षा अधिक ऊँचे तापक्रम की आवश्यकता है।

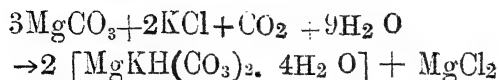
आयोडिक ऐसिड यद्यपि एक भास्मिक अम्ल है, इसके निम्न लवण भी प्राप्त होते हैं— KIO_3 , $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$ और $\text{KH}_2(\text{IO}_3)_3$ ।

पोटैसियम कार्बोनेट, K_2CO_3 —मोती की भस्म (Pearlash)—यह बहुधा लकड़ी की राख में रहता है, और इसकी क्षारता के कारण बर्तन-मँजई में यह राख काम आती है। यह पोटैसियम क्लोराइड से भी बनाया जा सकता है, पर अमोनिया-सोडा विधि का उपयोग नहीं किया जा सकता, क्योंकि पोटैसियम बाइकार्बोनेट इतना विलेय है कि अमोनियम बाइकार्बोनेट से यह अवक्षिप्त नहीं हो सकता।

(१) पोटैसियम क्लोराइड के विलयन का विद्युत् विच्छेदन करते हैं। कैथोड पर जो पोटाश बनता है, उसमें कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित करके पोटैसियम कार्बोनेट बना लेते हैं—



(२) मैगनीशियम कार्बोनेट और पोटैसियम क्लोराइड, एवं कार्बन ट्राइऑक्साइड की प्रतिक्रिया से पहले मैगनीशियम हाइड्रोजन कार्बोनेट बनता है जो अविलेय है—



इस द्विगुण लवण पर पानी की यदि प्रतिक्रिया की जाय तो अविलेय मैगनीशियम कार्बोनेट अवक्षिप्त हो जाता है, और पोटैसियम कार्बोनेट विलयन में चला जाता है—



पोटैसियम कार्बोनेट श्वेत पदार्थ है जो 77° के लगभग पिघलता है। यह जलप्राही है और पानी में बहुत घुलता है— 100 ग्राम पानी में 14° पर 109 ग्राम और 100° पर 146 ग्राम। सोडियम कार्बोनेट के समान यह स्थायी हाइड्रेट नहीं बनाता।

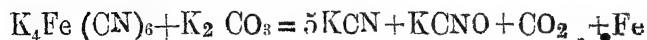
कभी कभी पोटैसियम कार्बोनेट का उपयोग जल सोखने के लिये भी किया जाता है। यदि थोड़ा सा पानी मिला एलकोहल ठोस पोटैसियम कार्बोनेट के साथ हिलाया जाय तो पानी को कार्बोनेट सोख लेगा, और विलयन के तेलहा परत पर एलकोहल तैरने लगेगा। रासायनिक गुणों में पोटैसियम कार्बोनेट सोडियम लवण के समान ही है।

पोटैसियम कार्बोनेट का विशेष उपयोग मृदु साबुन बनाने में होता है। ये मृदु साबुन बसाय अम्लों के पोटैसियम लवण हैं। कठोर काँच के व्यवसाय में भी इसका उपयोग है।

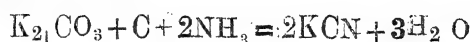
पोटैसियम सायनाइड, KCN—यह शुष्क पोटैसियम फेरोसायनाइड को श्वेत ताप तक गरम करके बनाया जा सकता है। कभी कभी फेरोसायनाइड को पोटैसियम धातु के साथ भी गरम करते हैं—



यदि पोटैसियम फेरोसायनाइड को पोटैसियम कार्बोनेट के साथ गलाया जाय तो सायनाइड और सायनेट दोनों बनते हैं—



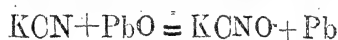
आज कल पोटैसियम सायनाइड बीलबी (Beilby) की विधि से बनाया जाता है। गले हुए पोटैसियम कार्बोनेट के मिश्रण को अमोनिया गैस द्वारा प्रतिकृत किया जाता है—



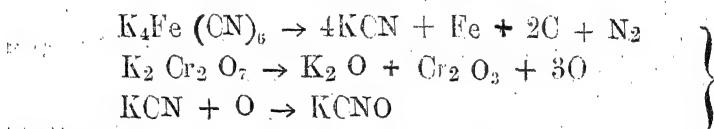
गले हुए सायनाइड को निथार कर शलाकाओं या ढोकों में ढाल लेते हैं। यह शुद्ध होता है।

पोटैसियम सायनाइड पानी और एलकोहल में विलेय है। इस श्वेत पदार्थ का द्रवणांक 63.8° है। यह अति भयानक विष है।

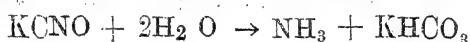
पोटैसियम सायनेट, $KCNO$ —पोटैसियम सायनाइड को लेड-ऑक्साइड के साथ गलाने पर पोटैसियम सायनेट बनता है—



पोटैसियम फेरोसायनाइड को पोटैसियम दिक्रोमेट के साथ लोहे की प्याली में गरम करके भी यह बनाया जा सकता है। गले हुए द्रव्य को 20° प्रतिशत एलकोहल के साथ हिलाते हैं। विलयन में पोटैसियम सायनेट चला जाता है। प्रतिक्रिया इस प्रकार समझी जा सकती है—

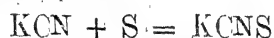


पोटैसियम सायनेट का विलयन पानी से उदविच्छेदित हो जाता है—



विच्छेदित होने पर अमोनिया निकलती है।

पोटैसियम थायोसायनेट, $KCNS$ —(पोटैसियम सल्फोसायनाइड या रोडेमाइड)—यह पोटैसियम सायनाइड को गन्धक के साथ गलाकर बनाया जा सकता है—



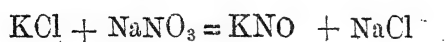
पोटैसियम फेरोसायनाइड को पोटैसियम कार्बोनेट और गन्धक के साथ गला कर भी बनाते हैं। स्पष्टतः, जैसा कि ऊपर बताया गया है पहले तो सायनाइड और सायनेट बनते हैं, जो गन्धक के साथ थायोसायनेट में परिणत हो जाते हैं।

पोटैसियम थायोसायनेट फेरिक लवणों के साथ रुधिर का सा लाल रंग देता है, और चाँदी के लवणों के साथ भी अवक्षेप देता है। इस लिये इसका उपयोग विश्लेषणात्मक रसायन में किया जाता है। इसका द्रवणांक 261° है।

पोटैसियम नाइट्रेट या कलमी शोरा, KNO_3 —हमारे देश के गावों में पोटैसियम नाइट्रेट बहुत पाया जाता है। चिली के शोरे की खोज के पूर्व बिहार प्रान्त से बहुत सा शोरा विदेशों को जाता था। उष्ण और नम जल वायु शोरे के लिये सहायक है। वनस्पति पदार्थों के सड़ने पर अमोनिया बनती है। नाइट्रिकारक कीटाणुओं द्वारा यह नाइट्रस और नाइट्रिक ऐसिड में परिणत हो जाता है, और फिर मिट्टी के क्षारों से संयुक्त होकर ये अम्ल पोटैसियम नाइट्रेट देते हैं। वर्षा का पानी इन विलेय लवणों को पृथ्वी पर फैला देता है। केशिका (Capillary) सिद्धान्त के अनुसार ये विलयन दीवारों पर चढ़ जाते हैं, और वहाँ नोना (या लोना) लगा देते हैं। पहले अकेले बिहार प्रान्त से २०,००० टन शोरा बाहर जाता था, पर अब तो पंजाब और सिंध को मिला कर भी कुछ हजार टन ही इसका व्यवसाय रह गया है। कानपुर, गाजीपुर, बनारस और प्रयाग के जिलों में भी काफी शोरा है। नेपाल से भी शोरा काफी आता है।

साधारण शोरा वाली अच्छी लोना मिट्टी में ६६% पोटैसियम नाइट्रेट, २२% सोडियम क्लोराइड, ३.६५% सोडियम सल्फेट, २.५४% मैगनीशियम नाइट्रेट और ५% पानी होता है। पर कुछ स्थलों की मिट्टी में २५ प्रतिशत ही शोरा होता है, कच्चे शोरे को कुठिया कहते हैं।

विदेशों में पोटैसियम नाइट्रेट चिली के शोरे और पोटैसियम क्लोराइड की प्रतिक्रिया से बनाते हैं—



इन चारों लवणों की विलेयता इस प्रकार की है (देखो सारणी) कि यदि उबलते हुए संतृप्त पोटैसियम क्लोराइड विलयन में उबलता हुआ सोडियम नाइट्रेट का संतृप्त विलयन छोड़ा जाय तो सोडियम क्लोराइड अवक्षिप्त हो जायगा।

लवण	विलेयता (१०० ग्राम पानी में)	
	२०° पर	१००° पर
सोडियम क्लोराइड	३५.६	४०.८
पोटैसियम क्लोराइड	३७.४	५६.६
सोडियम नाइट्रेट	८७.५	१८०
पोटैसियम नाइट्रेट	३१.२	२४७

क्योंकि १००° पर इसकी विलेयता सब से कम है, गरम गरम विलयन को इस अवस्था में यदि छान लिया जाय और २०° तक ठंढा किया जाय तो पोटैसियम नाइट्रेट जो सब से कम विलेय है, पृथक् हो जायगा।

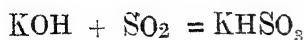
पोटैसियम नाइट्रेट के श्वेत मणिभ होते हैं। यह ठंढे पानी में कम और गरम पानी में बहुत अधिक विलेय है। इसे गरम किया जाय तो ३४०° पर यह पिघलता है, और फिर धीरे धीरे विभाजित होने लगता है। विभाजन पर ऑक्सीजन निकलता है।



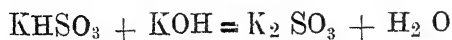
आतिशबाजी की बारूद के काम यह आता है। कोयले (१ भाग) और गन्धक (१ भाग) के साथ मिल कर (शोरा ६ भाग) बन्दूक की बारूद भी यह बनाता है। इससे शोरे का तेजाब अर्थात् नाइट्रिक एसिड भी बनता है।

पोटैसियम सल्फाइड, K_2S_2 , K_2S_5 —ये सल्फाइड सोडियम सल्फाइड के समान हैं, और लगभग उन्हीं विधियों से तैयार भी होते हैं। यदि पोटैसियम कार्बोनेट को गन्धक के आधिक्य के साथ गलाया जाय तो पोटैसियम पंच-सल्फाइड, K_2S_5 , बनता है जिसे “लिवर आव् सल्फर” भी कहते हैं। कास्टिक पोटाश और हाइड्रोजन सल्फाइड के संसर्ग से हाइड्रो-सल्फाइड, $2\text{KHS.H}_2\text{O}$, बनता है। इसके एलकोहल में बनाये विलयन को महीन गन्धक के साथ उबाला जाय तो पंच-सल्फाइड फिर मिलता है; जिसके चटक नारंगी रंग के मणिभ होते हैं।

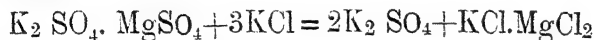
पोटैसियम सल्फाइट, K_2SO_3 और बाइसल्फाइट, KHSO_3 —यदि कास्टिक पोटाश के विलयन में गन्धक द्विऑक्साइड प्रवाहित किया जाय तो पोटैसियम बाइसल्फाइट बनता है।



इसके विलयन में यदि पोटैश विलयन छोड़ दिया जाय, तो यह पोटैसियम सल्फाइट बन जायगा—

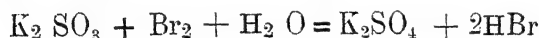


पोटैसियम सल्फेट, K_2SO_4 और ऐसिड सल्फेट, KHSO_4 —यह लवण अधिकतर पोटैसियम क्लोराइड और सल्फ्यूरिक ऐसिड की प्रतिक्रिया से बनता है। खनिज कैनाइट, K_2SO_4 , MgSO_4 , MgCl_2 , $6\text{H}_2\text{O}$, से भी बनाया जा सकता है। इसके मणिभीकरण करने पर पहले तो पोटैसियम मैगनीशियम सल्फेट, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, के मणिभ मिलते हैं। यदि इनके गरम विलयन में पोटैसियम क्लोराइड डाला जाय, तो निम्न प्रतिक्रिया होती है—

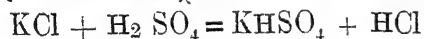


40° के ऊपर इस विलयन में से पोटैसियम सल्फेट के मणिभ मिल जाते हैं।

(२) पोटैसियम सल्फाइट के विलयन में यदि ब्रोमीन जल छोड़ा जाय तो यह उपचित होकर पोटैसियम सल्फेट बन जायगा—

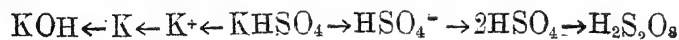


(३) पोटैसियम क्लोराइड को सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ प्रतिकृत करने पर पहले पोटैसियम हाइड्रोजन सल्फेट मिलता है—



यह गुणों में सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट के समान है।

पोटैसियम परसल्फेट, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ —यदि पोटैसियम हाइड्रोजन सल्फेट का विद्युत् विच्छेदन किया जाय, और सैल में यदि एलेक्ट्रोडों के बीच में छिद्रमय परदा हो तो पोटैसियम परसल्फेट बनेगा—

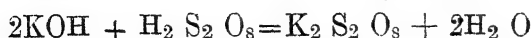


+ॐ

—ॐ

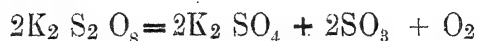
कैथोड पर

ऐनोड पर

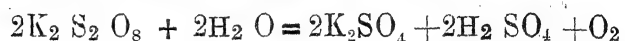


पोटैसियम परसल्फेट क्योंकि कम विलेय है, अतः आसानी से मणिभीकृत होता है।

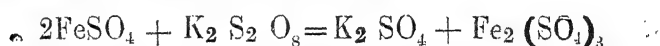
पोटैसियम परसलफेट को गरम करें तो यह गन्धक त्रिऑक्साइड और ऑक्सीजन देगा—



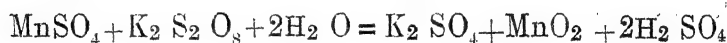
परसलफेट प्रबल उपचायक या ऑक्सीकारक होते हैं। उनके विलयनों को गरम किया जाय तो सलफेट और ऑक्सीजन देते हैं—



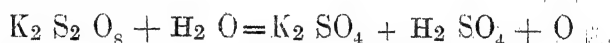
फेरस लवणों को फेरिक में परिणत करते हैं—



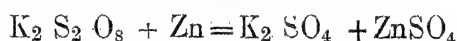
इसी प्रकार ये मैंगनस लवणों की मैंगनीज़ द्विऑक्साइड में परिणत करते हैं—



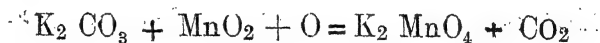
इसी प्रकार क्रोमियम लवणों को क्रोमेटों में परिणत करते हैं, और पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में से आयोडीन मुक्त करते हैं। इन प्रतिक्रियाओं का सार यह है—



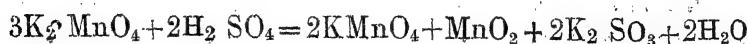
यह मुक्त ऑक्सीजन ही समस्त इन प्रतिक्रियाओं में काम आता है। परसलफेट के विलयन में जस्ता धातु भी धुल जाती है—



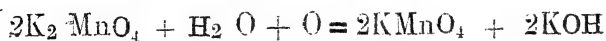
पोटैसियम परमैंगनेट, $KMnO_4$ —इसका उल्लेख मैंगनीज़ लवणों के साथ किया जायगा। यह लवण पाइरोलूसाइट, MnO_2 , से तैयार किया जाता है। इसे पोटैसियम कार्बोनेट या कास्टिक पोटाश के साथ गलाते हैं। पहले तो एक हरा सा पदार्थ मिलता है, जो पोटैसियम मैंगनेट, $K_2 MnO_4$, है। यह प्रतिक्रिया पोटैसियम नाइट्रेट की उपस्थिति में आसानी से होती है—



इस हरे मैंगनेट के विलयन में यदि सल्फ्यूरिक एसिड डाला जाय, तो पोटैसियम परमैंगनेट प्राप्त होता है जिसके विलयन का रंग लाल होता है, प्रतिक्रिया में मैंगनीज़ द्विऑक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है—

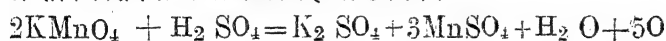


इस विधि में मैंगनीज की काफी क्षति होती है, अतः अब तो परमैंगनेट विद्युत् विच्छेदन की विधि से तैयार किया जाने लगा है। पोटैसियम मैंगनेट का उपचयन करने के लिये लोहे के एलेक्ट्रोड प्रयोग किये जाते हैं, जो परदे द्वारा पृथक् रहते हैं। ऐनोड पर उपचयन होता है।

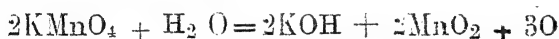


यह प्रबल उपचायक अर्थात् ऑक्सीकारक पदार्थ है। शिथिल, क्षारीय और अम्लीय तीनों प्रकार के विलयनों में यह उपचयन करता है। यह कीटाणु-हर भी है। इसकी प्रतिक्रियाओं का उल्लेख आगे किया जावेगा, इसके मणिम गहरे रंग के हरी आभा लिये होते हैं। 15° पर १०० ग्राम पानी में ६.४५ ग्राम घुलता है।

अम्लीय विलयनों में ऑक्सीकरण या उपचयन—



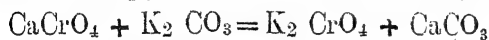
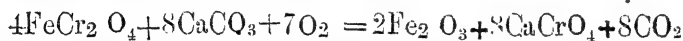
क्षारीय विलयनों में उपचयन—



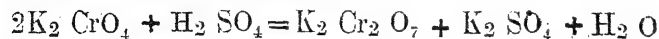
इसके मणिम हाइड्रोजन में गरम करने पर जलने लगते हैं—



लाल पोटाश या पोटैसियम द्विक्रोमेट, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ —यह पदार्थ भी विशेष ऑक्सीकारक है, और इसका बहुत उपयोग होता है। इसका विशेष उल्लेख क्रोमियम के अध्याय में होगा। क्रोम-आयरन खनिज को पीसते हैं और फिर भूतते हैं। फिर चूना और पोटैसियम कार्बोनेट के साथ इसे उपचायक या ऑक्सीकारक ज्वाला में गरम किया जाता है। ऐसा करने पर पोटैसियम क्रोमेट, K_2CrO_4 , बनता है—



पोटैसियम क्रोमेट विलेय है। पानी में घोल कर इसके पीले मणिम जमाये जा सकते हैं। पोटैसियम क्रोमेट में यदि संलप्रयूरिक ऐसिड मिला दिया जाय तो पोटैसियम द्विक्रोमेट बन जायगा।

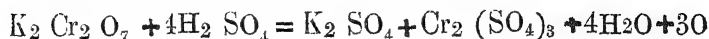


पोटैसियम द्विक्रोमेट के मणिम लाल होते हैं। ये 15° पर १०० ग्राम पानी में १० ग्राम और 100° पर ६४ ग्राम विलेय हैं।

ऐसिड के अभाव में ये इस प्रकार उपचयन करते हैं—



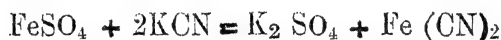
ऐसिड की उपस्थिति में उपचयन इस प्रकार होता है—



जिलेटिन और दिक्रोमेट का विलयन धूप में रखने पर काला पड़ जाता है और जिलेटिन विलेय बन जाती है। “फोटोग्राफिक कार्बन प्रिंटिंग” का आधार इसी प्रतिक्रिया पर है।

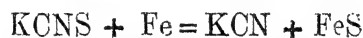
पोटैसियम फेरोसायनाइड और फेरिसायनाइड, $K_4Fe(CN)_6$ और $K_3Fe(CN)_6$ —कोल गैस में जो हाइड्रोसायनिक ऐसिड होता है उसका उपयोग आज कल फेरोसायनाइड बनाने में करते हैं।

(१) यदि शुद्ध फेरस सल्फेट के विलयन को पोटैसियम सायनाइड में डालें, तो पहले तो भूरा अवक्षेप आवेगा जो सायनाइड के आधिक्य में घुलता जायगा। जब थोड़ा सा स्थायी अवक्षेप प्रकट होने लगे, विलयन को छान लो। इस विलयन को सुखाकर फेरोसायनाइड के पीले मणिम प्राप्त किये जा सकते हैं—



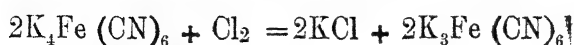
(२) कोई भी नाइट्रोजन-युक्त कार्बनिक पदार्थ (जैसे सीध, चमड़ा, अन्न, आदि) लोहे के चूरे और पोटैसियम कार्बोनेट के साथ यदि गलाया जाय तो पोटैसियम फेरोसायनाइड मिलेगा।

(३) सर्वथा शुष्क पोटैसियम थायोसायनेट को गलाकर यदि लोहे के चूरे के साथ (हवा या ऑक्साइडों की अनुपस्थिति में) गरम करें, और फिर गलित पदार्थ को पानी के साथ उबाला जाय तो पोटैसियम फेरोसायनाइड का विलयन मिलेगा—



पोटैसियम फेरोसायनाइड के मणिम सुन्दर पीले रंग के होते हैं। १०० ग्राम पानी में १५° पर इनकी विलेयता २८ ग्राम और १००° पर १०० ग्राम होती है।

पोटैसियम फेरोसायनाइड के विलयन में यदि क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय तो पोटैसियम फेरिसायनाइड, $K_3Fe(CN)_6$, बनता है।



इसके मणिम महोगनी लाल रंग के होते हैं। १०० ग्राम पानी में 15° पर ये ४० ग्राम और 100° पर ८० ग्राम घुलते हैं। यह हल्का सा उपचायक पदार्थ है। फेरोसायनाइड और फेरिसायनाइड का उपयोग लोहे के लवणों के साथ की प्रतिक्रिया में है।

पोटैसियम लवणों की पहिचान—पोटैसियम लवण सोडियम लवणों की उपस्थिति में भी कोबल्ट के नीले कांच में ज्वाला का रंग देखकर पहचाने जा सकते हैं। ज्वाला बैंगनी रंग की प्रतीत होगी। पोटैसियम लवणों के रश्मिचित्र में दो रेखाएँ 7667 \AA और 7663 \AA लाल प्रान्त में और एक 8044 \AA बैंगनी प्रान्त में होती है।

पोटैसियम परक्लोरेट, पोटैसियम फॉस्फोटंग्सटेट, पोटैसियम ऐसिड टारट्रेट और पोटैसियम क्लोरोसैटेनेट ये लवण अविलेय हैं। विश्लेषणात्मक रसायन में इनके आधार पर पोटैसियम लवणों का परिमापन किया जाता है।

जिस विलयन में पोटैसियम की जाँच करना हो उसमें से अमोनियम आदि लवण निकाल देने के अनन्तर इस प्रकार परीक्षण करो—

(१) विलयन में प्लैटिनम चतुष्कोराइड, H_2PtCl_6 , का विलयन डाल कर उतना ही आयतन एल्कोहल का डालो। K_2PtCl_6 का पीला अवक्षेप आवेगा।

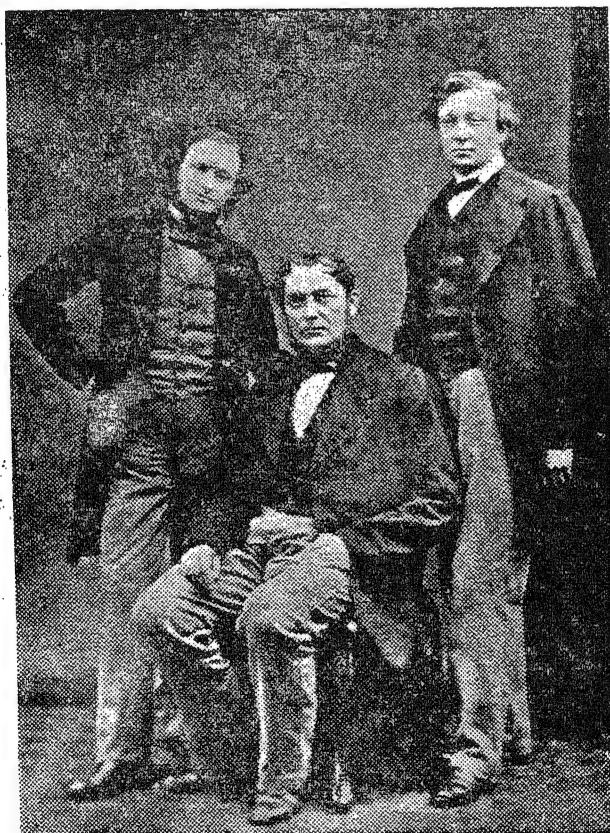
(२) विलयन में परक्लोरिक ऐसिड का २०% विलयन थोड़ा सा डालो और उतने ही आयतन एल्कोहल मिलाओ। पोटैसियम परक्लोरेट का सफेद अवक्षेप आवेगा।

(३) सोडियम कोबल्ट-नाइट्राइट का विलयन पोटैसियम लवण में डालने पर पीला अवक्षेप पोटैसियम कोबल्ट-नाइट्राइट का आवेगा।

(४) सोडियम पिक्नेट का विलयन पोटैसियम लवणों के साथ पीला मणिभीय या रवेदार अवक्षेप पोटैसियम पिक्नेट का देता है।

रुबीडियम, Rb.

सन् १८६१ में बुन्सन और करशाफ (Bunsen and Kirchhoff) ने लेपिडोलाइट (Lepidolite) खनिज का विशेष अध्ययन किया। उन्होंने द्वार तत्त्वों को स्पेक्ट्रियम क्लोराइड से अवक्षिप्त किया। अवक्षेप को बार-बार उबलते पानी से धोया। बाद को जो कम विलेय पदार्थ रह गया उसका वर्णानुक्रम परीक्षण (Spectrum analysis) किया। वर्णानुक्रम दर्शक में उन्हें लाल, हरे और पीले प्रान्तों में नयी रेखाएँ मिलीं। इनके आधार पर उन्हें निश्चय हो गया कि इस खनिज में नये द्वार तत्त्व हैं। सूर्य के वर्णानुक्रम के



चित्र-५६—बुन्सन, करशॉफ और रास्को

लाल प्रान्त के सिरे की ओर दो चटक लाल जो रेखाएँ थीं उनके आधार पर ही नये तत्त्व का नाम रुबीडियम (रुबिडस = लाल) दिया गया।

रुबीडियम चार तत्त्वों के साथ काफी विस्तृत पाया जाता है। खनिजों में सब से अधिक लेपिडोलाइट में है। हुनसन और करशॉफ ने जिस खनिज पर काम किया था उसमें ०.२४% Rb_2O था। दक्षिण पश्चिमी अफ्रीका के एक लेपिडोलाइट में १.७३% पाया गया। पोल्यूसाइट, ल्यूसाइट, कानैलाइट आदि खनिजों में भी थोड़ा सा है। चुकन्दर, तमाखू, कहवा, चाय आदि अनेक वनस्पतियों में भी रुबीडियम मिलता है।

नष्टकर्षण—प्रत्येक खनिज में रुबीडियम, सोडियम, पोटैशियम और सीज़ियम के साथ पाया जाता है। इन चार तत्त्वों के विलयन में अमोनियम फिटकरी डाली जाती है, और फिर विलयन का मणिभीकरण करते हैं। सब से पहले रुबीडियम और सीज़ियम की फिटकरियाँ पृथक् होती हैं।

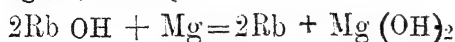
ऐसिड टारट्रेट, कोवलिटाइट्राइट और क्लोरोफ्लैटिनेटों की विलेयताओं के आधार पर भी ये चार तत्त्व पृथक् किये जा सकते हैं।

रुबीडियम को सीज़ियम से पृथक् करने के लिए आंशिक मणिभीकरण का आश्रय लेना पड़ता है। नोयस और ब्रे (Noyes and Bray) के अनुसार सोडियम नाइट्राइट और विसमथ नाइट्रेट का ऐसीटिक ऐसिड में विलयन रुबीडियम और सीज़ियम को पोटैशियम से पृथक् करने में अच्छा माना गया है। सीज़ियम का अवक्षेप $[Cs_2NaBi(NO_3)_6]$ रुबीडियम के इसी प्रकार के अवक्षेप से कम विलेय है।

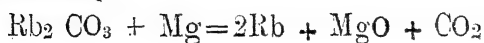
सिलिकोटंगस्टिक ऐसिड डालने पर $4CsO, SiO_2, 12WO_3$ का तो अवक्षेप आता है पर रुबीडियम सिलिकोटंगस्टेट का अवक्षेप नहीं आता।

सोडियम, पोटैशियम और रुबीडियम के फ्लोओसिलिकेट सीज़ियम के लवण की अपेक्षा बहुत कम विलेय है।

धातु-कर्म—(१) रुबीडियम सायनाइड या गले हुए रुबीडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से धातु मिल सकती है। रुबीडियम हाइड्रॉक्साइड को ऐल्यूमीनियम या मैगनीशियम के साथ गरम करके रुबीडियम धातु मिल सकती है।



(२) रुबीडियम कार्बोनेट को कार्बन या मैगनीशियम के साथ गरम करके धातु मिलती है—



क्षार लवणों की विलेयताएँ

१०० ग्राम पानी में

	लीथियम	सोडियम	पोटैसियम	रुबीडियम	सीज़ियम
घ ₂ Al ₂ (SO ₄) ₃ .24H ₂ O	—	११० (१५°)	५७ (०°)	१३ (०°)	०.३४ (०°)
घ ₂ Pt Cl ₆	विलेय	पष्ठहाइड्रेट ६६ (१५°)	०.७४ (०°)	०.१८४ (०°)	०.०२४ (०°)
घ HC ₄ H ₄ O ₆	—	सामान्यट्राइट २६ (६°)	०.३७ (०°)	१.१८ (२५°)	६.७ (२५)
६ घ NO ₂ .2Co(NO ₃) ₃ .3H ₂ O	—	विलेय	०.०६ (०°)	०.००५.०५ (१७°)	०.००४६७ (१७°)
घ ClO ₄	विलेय	२०६ (१५°)	०.७५ (०°)	०.०५६ (१८.५°)	०.८ (०°)
घ IO ₄	विलेय	विलेय	०.६६ (१३°)	०.६५ (१३°)	२.१५ (१५°)
घ MnO ₄	—	विलेय	२.८३ (०°)	५.५ (०°)	०.०६७ (१०°)
घ ₂ SiW ₁₂ O ₄₂	—	—	—	—	०.००५ (२०°)
घ ₂ SiF ₆	७३ (१७°)	०.६५ (१७.५°)	०.१२ (१७.५°)	०.१६ (२०°)	६० (१७°)

धातु के गुण—यह चाँदी के समान श्वेत धातु है। यह— 10° पर भी मोम के समान नरम रहती है। यह धातु एलकोहल में विलेय है। इसके द्रवणांक (37.5°) और क्वथनांक (686°) पहले दिये जा चुके हैं। हवा में स्वयं जल उठती है और Rb_2O और RbO_2 ऑक्साइड बनते हैं। ठंडे पानी से ही प्रतिक्रिया करके हाइड्रॉक्साइड, $RbOH$, देती है। यह अम्लों के साथ भी तीव्र प्रतिक्रिया करती है। यह धातु मिट्टी के तैल में सुरक्षित नहीं रखी जा सकती। सुरक्षित रखना हो तो शून्य में या हाइड्रोजन के वातावरण में इसे रखना चाहिये। पोटैसियम के समान इस में भी रेडियोएक्टिव गुण होते हैं। यह बीटा-किरण देती है। इसका अर्ध-जीवन काल 10^{11} वर्ष दृढ़रता है।

यौगिक—रुबीडियम के यौगिक पोटैसियम यौगिकों के समरूपक (isomorphous) हैं और पोटैसियम यौगिकों की अपेक्षा अधिकतर अधिक विलेय हैं। रुबीडियम अनेक अविलेय लवण देता है, जैसे क्लोरोसैटिनेट, Rb_2PtCl_6 ; परक्लोरेट, $RbClO_4$; सिलिकोफ्लोराइड $RbSiF_6$; ऐसिड टारट्रेट, $COOH \cdot CH(OH) \cdot CH(OH) \cdot COORb$ इनकी विलेयतायें साथ में दी गयी सारणी में अंकित हैं। हैलोजनों के साथ रुबीडियम अनेक बहुहैलाइड जैसे $RbIBr_3$, $RbICl_4$ आदि देता है। रुबीडियम लवण ज्वाला को बैंगनी रंग देते हैं।

सीज़ियम, Cs.

सन् १८४६ में प्लैटनर (Plattner) ने पौलुक्स (pollux) या पौल्यूसाइट नामक खनिज का जब विश्लेषण किया, तो सब ज्ञात द्रव्यों की मात्रा निकालने पर भी योग ६२.७५ प्रतिशत रहा। ऐसी कमी क्यों रही, इस रहस्य का बहुत दिनों तक पता न चला। सन् १८६४ में पिसानी (Pisani) ने उसी खनिज का विश्लेषण करके यह पता लगाया कि जिसे प्लैटनर ने पोटैसियम समझा था, वह वस्तुतः एक भारी तत्त्व सीज़ियम था। सीज़ियम के परमाणुभार के हिसाब पर जो शोधन किया गया उससे प्लैटनर का विश्लेषण ठीक निकला।

सन् १८६० में बुनसन और करशॉफ ने अपने बनाये नये स्पेक्ट्रोस्कोप से यह देखा कि कुछ चश्मों के पानी में धुले पदार्थ नीले प्रान्त में कुछ नयी रेखाएँ देते हैं। उन्होंने यह ठीक समझा कि ये रेखाएँ एक नये तत्त्व

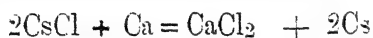
की विद्यमानता की सूचक हैं। इस तत्त्व का नाम उन्होंने सीज़ियम दिया (सीज़ियम—आकाश नीलिमा) स्पेक्ट्रोस्कोप की सहायता से खोजा गया यह पहला नया तत्त्व था। बाद को तो रुबीडियम, थैलियम, इंडियम, गैलियम आदि अनेक नये तत्त्वों का आविष्कार इसकी सहायता से हुआ।

सीज़ियम अन्य चार तत्त्वों के साथ थोड़ी सी मात्रा में प्रकृति में बहुत विस्तृत है। खनिज पौल्यूसाइट (या पौलुक्स) जल युक्त सीज़ियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट है— H_2O , $2Cs_2O$, $2Al_2O_3$, $9SiO_2$ । इसमें ३४% Cs_2O होता है। लेपिडोलाइट में ०.०८ से ०.७२ प्रतिशत तक Cs_2O होता है। तम्बाकू में भी थोड़ा सा पाया जाता है, पर अन्य वनस्पतियाँ इसका विशेष शोषण नहीं करती हैं। पोटैसियम के अभाव में तो सीज़ियम वनस्पतिक जीवन के लिये विष का काम करता है। अन्य प्राणियों के लिये भी यह विषैला है।

निष्कर्षण—१. पौल्यूसाइट के महीन चूर्ण को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ जल ऊष्मक पर विभाजित करते हैं। इस अम्लीय विलयन को या तो ऐण्टीमनी त्रिक्लोराइड के साथ प्रतिकृत करते हैं, जिससे ऐण्टीमनी और सीज़ियम का द्विगुण क्लोराइड अवक्षिप्त हो जाता है— $3CsCl \cdot 2SbCl_3$; अथवा दूसरी विधि में इसमें अमोनियम फिटकरी के रवे आधिक्य में डालते हैं। इसका मणिभीकरण करने पर पहले मणिम सीज़ियम फिटकरी, $CsAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, के आते हैं।

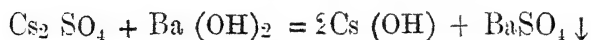
२. लेपिडोलाइट से—इसके महीन चूरे को कैल्सियम कार्बोनेट और अमोनियम क्लोराइड के साथ गरम किया जाता है, और फिर यानी के साथ अच्छी तरह हिलाते हैं। छुने विलयन को उड़ा कर गाढ़ा कर लेते हैं। इसमें फिर सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ते हैं। ऐसा करने पर कैल्सियम सल्फेट अवक्षिप्त हो जाता है। विलयन को फिर सोडियम कार्बोनेट से शिथिल करते हैं। जब सब कैल्सियम दूर हो जाय, तो विलयन में क्लोरोप्लैटिनिक एसिड छोड़ते हैं। ऐसा करने पर रुबीडियम और सीज़ियम दोनों के क्लोरोप्लैटिनेट अवक्षिप्त हो जाते हैं। हाइड्रोजन के प्रयोग से विलयन में से प्लैटिनम का आधिक्य अवक्षिप्त कर लिया जाता है और सीज़ियम और रुबीडियम प्लैटिनिक्लोराइड विलयन में रह जाते हैं। दोनों का फिर आंशिक मणिभीकरण किया जाता है, पहले सीज़ियम के रवे आते हैं और फिर रुबीडियम के।

धातु-कर्म—(१) सब से पहले सन् १८८१ में सेटरबर्ग (Setterberg) ने सीज़ियम सायनाइड और बेरियम सायनाइड के मिश्रण के विद्युत् विच्छेदन से सीज़ियम धातु पायी। (२) सीज़ियम हाइड्रॉक्साइड को निकेल के भभके में ऐल्यूमीनियम के साथ रक्तप्त करने पर भी धातु मिलती है। (३) सीज़ियम हाइड्रॉक्साइड या कार्बोनेट को हाइड्रोजन के प्रवाह में मैग्नीशियम के साथ गरम करके भी इसे बना सकते हैं—
 $2CsOH + H_2 = 2Cs + 2H_2O$. (४) सीज़ियम क्लोराइड को कैल्शियम के साथ गरम करके भी बनाते हैं।



गुण—शुद्ध सीज़ियम चाँदी के समान चमकने वाली श्वेत धातु है। पर बहुधा ऑक्साइड या नाइट्राइड से मिली रहने के कारण इसका रंग सुनहरा प्रतीत होता है। यह धातुओं में सब से अधिक नरम है। इसका द्रवणांक २६.५° है अर्थात् हमारे गरमी के दिनों में यह पिघल जायगी। हवा में खुली छोड़ देने पर यह शीघ्र मैली हो जाती है और अशुद्धियों के प्रभाव से पिघल जाती है अथवा आग पकड़ लेती है। ऐसा होने पर ऑक्साइड बन जाता है।— ११६° के नीचे तापक्रम पर सीज़ियम और पानी की प्रतिक्रिया नहीं होती है। (रुबीडियम और पानी के लिए यह निम्नतम सीमा— १०८° , पोटेसियम के लिये— १०५° और सोडियम के लिये— ६८° है)। सोडियम सब ज्ञात धातुओं की अपेक्षा अधिक सक्रिय और विद्युत् धनात्मक है। इसका परमाणु-आयतन भी सब से अधिक है। इस धातु का घनत्व १.८७ है, पर फिर भी यह पानी पर तैरता है, और शीघ्र लाल बैंगनी रंग की ज्वाला से जलने लगता है।

यौगिक—सीज़ियम के यौगिक सोडियम आदि द्वारा यौगिकों के समान होते हैं। इसके हैलाइड, कार्बोनेट, बाइकार्बोनेट, सल्फेट, नाइट्रेट, सायनाइड आदि तैयार किये गये हैं। सीज़ियम सल्फेट में बैराइट विलयन डालकर सीज़ियम हाइड्रॉक्साइड तैयार किया गया है—

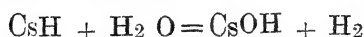


यह सब द्वारा से अधिक प्रबल है।

सीज़ियम ऑक्सीजन से संयुक्त होकर Cs_2O और परॉक्साइड, Cs_2O_2 , देता है। ये ऑक्साइड पानी के साथ हाइड्रॉक्साइड देते हैं।

$\text{Cs}_2 \text{O}_3$ और $\text{Cs}_2 \text{O}_4$ (और संभवतः $\text{Cs}_3 \text{O}$, $\text{Cs}_4 \text{O}$ और $\text{Cs}_7 \text{O}$) इसके अन्य मुख्य ऑक्साइड हैं ।

ऊँचे तापक्रम पर सीज़ियम हाइड्रोजन के साथ संयुक्त होकर सीज़ियम हाइड्राइड, CsH , देता है । यह नीचे तापक्रमों पर अस्थायी है और पानी के साथ उग्रता से प्रतिकृत होता है—



नाइट्रोजन के साथ यह नाइट्राइड, $\text{Cs}_3 \text{N}$, और एज़ोइमाइड, CsN_3 , देता है ।

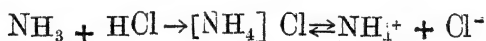
सीज़ियम में द्विगुण संकीर्ण लवण बनाने की क्षमता बहुत अधिक है । फलतः यह कई प्रकार के हैलोजन यौगिक देता है— CsI_3 , CsBr_3 , $\text{CsI}_2 \text{Br}$, CsIBr_2 , CsFICl_3 , CsI_6 । द्विक्लोरोआयोडाइड, $\text{CsCl}_2 \text{I}$, इन यौगिकों में विशेष उल्लेखनीय है, यह मणिभीय स्थायी पदार्थ है ।

सीज़ियम के अविलेय यौगिकों की विलेयताएँ पीछे दी जा चुकी हैं ।

सीज़ियम धातु और उसके धातु संकरों का उपयोग फोटो-इलेक्ट्रिक सैल में विशेष किया जाता है । रेडियो नलियों में भी इसका प्रयोग होता है ।

अमोनियम लवण

अमोनियम लवणों में और चार बों के लवणों में बड़ी समानता है । अतः हम इनका उल्लेख यहाँ ही कर देना उचित समझते हैं । अमोनिया, NH_3 , के लवण हाइड्रोजेन-ऐसिडों के साथ मिलने पर NH_4^+ मूल देते हैं जिसे “अमोनियम” कहा जाता है—

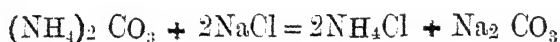


अमोनियम मूल सोडियम आदि के समान अनात्मक एक-संयोज्य है ।

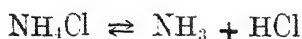
अमोनियम संरस (एमलगम)—जब सोडियम संरस (एमलगम) अमोनियम क्लोराइड के संसर्ग में आता है तो यह फूलने लगता है । ऐसा होने पर अमोनियम एमलगम बनता है । नम नौसादर (अमोनियम क्लोराइड) में थोड़ा सा पारा मिला कर यदि इसमें बिजली की धारा प्रवाहित करें, तो भी अमोनियम संरस बन जायगा । अमोनियम संरस का बनना इस बात का द्योतक है कि अमोनियम मूल स्थितंत्र स्थिति रखता है, यद्यपि इसके पृथक् करने की चेष्टाएँ पूरी तरह सफल नहीं हो सकी हैं ।

अमोनियम फ्लोराइड, NH_4F —यह अमोनिया और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनता है। यह श्वेत रवेदार पदार्थ है। शराब के व्यवसाय में इसका उपयोग होता है।

अमोनियम क्लोराइड, NH_4Cl —इसका पुराना नाम नवसार या नौसादर (sal ammoniac) है, और यह बहुत पुराने समय से व्यवहार में आता है। ऊँट के विष्टा के काजल को उसमें नमक मिला कर गरम किया जाता था। ऐसा करने पर नौसादर उड़ने लगता था जिसे फिर ठंडा करके चूर्ण प्राप्त कर लेते थे। ऊँट की विष्टा के काजल में अमोनियम कार्बोनेट रहता है—

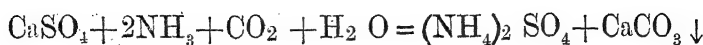


अमोनियम क्लोराइड आजकल अमोनियम सल्फेट के विलयन को नमक के साथ उबाल कर अथवा अमोनिया गैस को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में सोख कर बनाते हैं। इसके स्वच्छ घनाकृतिक श्वेत मणिम होते हैं। यह 15° पर १०० ग्राम पानी में ३५ ग्राम, और 100° पर ७७ ग्राम विलेय है। गरम करने पर यह 337° पर उड़ने लगता है। 400° पर इसका वाष्प-घनत्व जितना है उसके आधार पर इसका अणुभार आधे के लगभग ठहरता है। वात यह है कि ऊँचे तापक्रमों पर यह निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार विघटित होने लगता है—



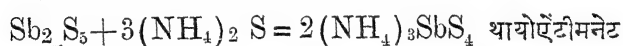
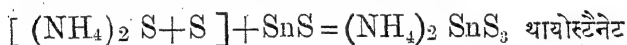
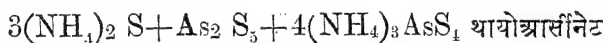
ऊँचे तापक्रमों पर प्रसरण विधि (diffusion) द्वारा अमोनिया और हाइड्रोक्लोरिक एसिड की वाष्पें अलग अलग की जा सकती हैं।

अमोनियम सल्फेट, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ —इसका उपयोग खाद के रूप में बहुत होता है। कोयले के भभके के बाद जो द्रव बच रहता है उसमें अमोनियम लवण होते हैं। इनको चूने से प्रतिकृत करते हैं। ऐसा करने पर जो अमोनिया निकलती है उसे गन्धक के तेज़ाब में सोख लेते हैं। अथवा कभी कभी तपाये हुए जिप्सम (CaSO_4) को पानी में छितराते हैं, और अमोनिया गैस और कार्बन डिऑक्साइड इसमें प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर कैल्सियम कार्बोनेट का जो अवक्षेप आता है, छान कर अलग कर देते हैं। विलयन में से अमोनियम सल्फेट के मणिम प्राप्त कर लेते हैं।



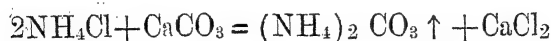
हमारे देश में टाटा आदि के लोहे के कारखानों में अमोनियम सल्फेट भी बनता है। पर अब यह पहले की अपेक्षा कम बनने लगा है। सन् १९३१ में १२१३३ टन था, सन् १९३२ में ६४७४ टन ही। विदेश से भी यह लवण बहुत आता है।

अमोनियम सल्फाइड, NH_4HS , और, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ —जब अमोनिया के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित की जाती है तब अमोनियम हाइड्रोसल्फाइड, NH_4HS , बनता है। पर यदि अमोनिया अधिक हो और तापक्रम— 15° के निकट हो, तो अमोनियम सल्फाइड, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, के नीरंग मणिभ प्राप्त होते हैं। यदि अमोनिया के विलयन में गन्धक पुष्प आखत (suspend) कर दिये जायं, और फिर हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित की जाय, तो पीला अमोनियम बहुसल्फाइड, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$, प्राप्त होता है, जिसका उपयोग विश्लेषणात्मक परीक्षण में (आर्सेनिक, एंटीमनी, और वंग के परीक्षण में) किया जाता है।

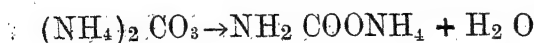


इस प्रकार के लवण आर्सेनिक, एंटीमनी और वंग के सल्फाइडों के साथ बनते हैं, जो सब विलेय हैं।

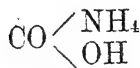
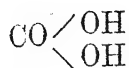
अमोनियम कार्बोनेट, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ —यदि दो भाग खड़िया का १ भाग अमोनियम क्लोराइड या सल्फेट के साथ ऊर्ध्वपात (sublime) किया जाय तो अमोनियम कार्बोनेट बनेगा जिसकी वाष्पों को सीसे के कमरों में ठंढा किया जाता है—



अमोनियम कार्बोनेट का पानी में जो विलयन होता है, उसमें अमोनियम कार्बोनेट भी रहता है—



यह कार्बेमिक ऐसिड, NH_2COOH , का अमोनियम लवण है—

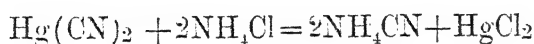


कार्बोनिक एसिड कार्बोनिक एसिड

अमोनियम सायनाइड, NH_4CN —अमोनियम क्लोराइड को पोटैशियम फेरोसायनाइड के साथ गरम करने पर यह बनता है—

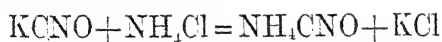


अथवा मरक्यूरिक सायनाइड और अमोनियम क्लोराइड के योग से बनता है—

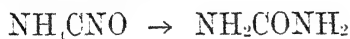


यह पानी और एल्कोहल दोनों में विलेय है, और प्रबल विष है।

अमोनियम सायनेट, NH_4CNO —यदि अमोनियम क्लोराइड और पोटैशियम सायनेट के विलयनों को गरम किया जाय तो विलयन में अमोनियम सायनेट बनेगा—

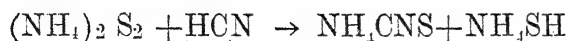


पर यह यौगिक शीघ्र ही अणु-आन्तरिक परिवर्तन कर लेता है, और यूरिया बन जाता है—

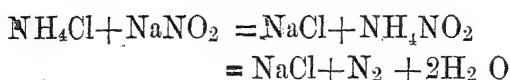


वूह्लर (Wohler) ने इस विधि से सर्व प्रथम एक ऐसे कार्बनिक पदार्थ का संश्लेषण किया जो प्रकृति में पाया जाता था। इस प्रयोग ने रसायन-जगत् में एक नया संश्लेषण युग प्रारंभ कर दिया।

यदि पीले अमोनियम सल्फाइड के विलयन को हाइड्रोसायनिक एसिड के साथ गरम किया जाय तो अमोनियम थायोसायनेट, NH_4CNS , बनेगा—



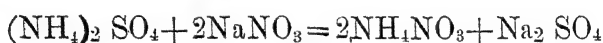
अमोनियम नाइट्राइट, NH_4NO_2 —यह पदार्थ बहुत अस्थायी है। यदि अमोनियम क्लोराइड और सोडियम नाइट्राइट के विलयनों को मिलाकर गरम किया जाय तो नाइट्राइट शीघ्र विभाजित हो जाता है और नाइट्रोजन निकलता है—



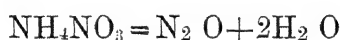
पर यदि दोनों के मिले विलयन को बहुत ठंडा किया जाय, और शून्य में उड़ाया जाय तो अमोनियम नाइट्राइट के मणिम मिलेंगे।

आर्सीनियस ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के योग से निकली लाल गैसों को यदि अमोनिया में या ठोस अमोनियम कार्बोनेट में ठंडे तापक्रम पर शोषित किया जाय, तो भी अमोनियम नाइट्राइट बनेगा। यह विस्फोटक जलग्राही ठोस पदार्थ है।

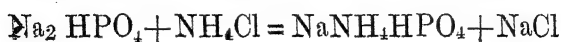
अमोनियम नाइट्रेट, NH_4NO_3 —नाइट्रिक एसिड और अमोनिया के योग से अथवा अमोनियम सल्फेट और सोडियम नाइट्रेट की विनिमय प्रतिक्रिया से यह बनता है—



इसके नीरंग मणिम कई आकार के होते हैं। 15° पर 100 ग्राम पानी में यह 106 ग्राम घुलता है। गरम किये जाने पर नाइट्रस ऑक्साइड देता है—

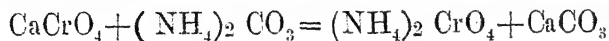


अमोनियम फॉस्फेट—अमोनियम फॉस्फेट, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ और $(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4$, शक्कर के साफ करने में और अग्निजित् (fireproof) कपड़ों के तैयार करने में प्रयुक्त होते हैं। सोडियम अमोनियम हाइड्रोजन फॉस्फेट, $\text{Na} \cdot \text{NH}_4 \cdot \text{H} \cdot \text{PO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, माइक्रोकोस्मिक लवण कहलाता है। फॉस्फोरिक एसिड के विलयन के तीन हिस्से करते हैं। पहले हिस्से को कास्टिक सोडा से, और दूसरे को अमोनिया से शिथिल कर लेते हैं। ऐसा करने पर (१) Na_3PO_4 , (२) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ और (३) H_3PO_4 तीनों अलग अलग मिले। तीनों के विलयनों को साथ मिला कर यदि उड़ाया जाय तो माइक्रोकोस्मिक लवण के मणिम मिलेंगे। यह लवण 6 ग्राम अमोनियम क्लोराइड और 36 ग्राम मामूली सोडियम फॉस्फेट, Na_2HPO_4 , को साथ साथ थोड़े से गरम पानी में घोलने पर भी मिलेगा। सोडियम क्लोराइड का अवक्षेप आयेगा जिसे छान कर अलग किया जा सकता है—

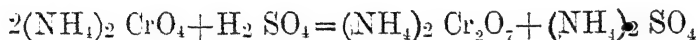


मेगनोशियम आदि लवणों के अवक्षेपण में इसका प्रयोग-रसायन में उपयोग होता है।

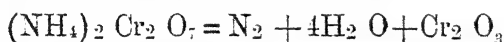
अमोनियम द्विक्रोमेट, $(\text{NH}_4)_2 \text{Cr}_2 \text{O}_7$ —कैलसियम क्रोमेट में अमोनियम कार्बोनेट मिलाकर अमोनियम क्रोमेट का विलयन मिलता है—



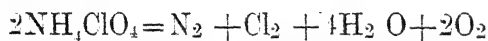
इसमें सल्फ्यूरिक एसिड डालने पर क्रोमेट द्विक्रोमेट में परिणत हो जाता है।



यह गहरे लाल रंग का मणिभीय पदार्थ होता है। इसे गरम करने पर नाइट्रोजन निकलता है, और क्रोमिक ऑक्साइड भी। अंधेरे में गरम करने पर मणिभों में से रोशनी निकलती प्रतीत होगी।



अमोनियम क्लोरेट और परक्लोरेट—अमोनियम क्लोरेट, $\text{NH}_4\text{-ClO}_3$, प्रबल विस्फोटक है, पर परक्लोरेट, $\text{NH}_4 \text{ClO}_4$, अधिक स्थायी है। 200° तक गरम करने पर यह आग पकड़ लेता है और पीली ज्वाला निकलती है—

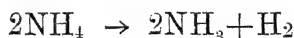


अमोनियम मॉलिब्डेट, $(\text{NH}_4)_6 \text{Mo}_7 \text{O}_{24} \cdot 4 \text{H}_2 \text{O}$ —मॉलिबडीनम का खनिज, मालिब्डनाइट, MoS_2 , जब हवा में भूना जाता है, तो मॉलिब्डनम त्रिऑक्साइड बनता है। इसे अमोनिया में घोल कर अमोनियम मॉलिब्डेट, $(\text{NH}_4)_2 \text{MoO}_4$, बनाते हैं, पर इसके जो मणिभ ज़मते हैं वे अधिक संकीर्ण हैं, जैसा कि ऊपर दिये गये सूत्र से स्पष्ट है। नाइट्रिक एसिड की उपस्थिति में अमोनियम मॉलिब्डेट फॉस्फेटों के साथ पीला अवक्षेप देता है जो $(\text{NH}_4)_3 \text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 \cdot 2\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}$ का होता है। यह अवक्षेप ज़ारीय विलयनों में विलेय है। अर्सीनेट के साथ भी ऐसा ही अवक्षेप आता है।

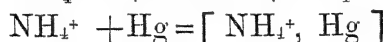
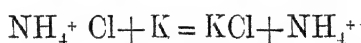
अमोनियम मूल— NH_4 —गैस अमोनिया एसिडों के साथ जो लवण बनाती है, उन्हें लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने अमोनिया-एसिड योग माना था। इस आधार पर ड्यूमा (Dumas) ने अमोनियम क्लोराइड का

सूत्र NH_3, HCl समझा। डेवी (Davy) ने १८०८ में यह धारणा प्रस्तुत की कि ऐसे लवणों में अमोनियम मूल, NH_4^+ , रहता है जो क्षारीय मूलों के समान है।

सन् १८०८ में सीबेक (Seebeck) और बर्ज़ीलियस (Berzelius) ने सोडियम संरस (एमलगम) के समान अमोनियम संरस बनाया जिसका उल्लेख हम आरंभ में कर चुके हैं। यह संरस पानी के संसर्ग से हाइड्रोजन और अमोनिया देता है—



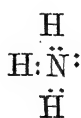
ऐसा मालूम होता है कि इस उपर्युक्त प्रतिक्रिया के अनुसार अमोनियम मूल का विभाजन हो गया है। डेवी ने पोटैशियम संरस और अमोनियम क्लोराइड के योग से भी अमोनियम बनाया—



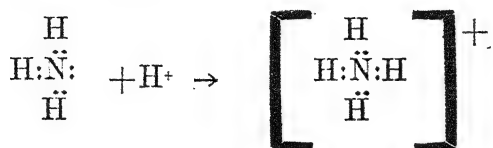
अमोनियम संरस के समान ही फाइल (Pfeil) और लिपमन (Lippman) ने चतुः मेथिल अमोनियम क्लोराइड, $\text{N}(\text{CH}_3)_4 \text{Cl}$ और पारे के साथ भी संरस तैयार किया। यह याद रखना चाहिये कि एनिलिन के लवण इस प्रकार के एमलगम नहीं देते।

सन् १६२१ में श्लूबक (Schlubach) और बेलौफ (Ballauf) ने यह देखा कि यदि द्रव अमोनिया में सोडियम का नीला विलयन द्रव अमोनिया में अमोनियम आयोडाइड के विलयन में डाला जाय तो एक नीरंग विलयन मिलता है। इन लोगों की धारणा है कि विलयन में मुक्त अमोनियम मूल (NH_4^+) है। यह -80° के नीचे स्थायी है, पर ऊँचे तापक्रम पर हाइड्रोजन और अमोनिया में विभाजित हो जाता है।

ऋणाणु पद्धति पर अमोनियम का अणु निम्न प्रकार चित्रित किया जाता है (५ ऋणाणु नाइट्रोजन बाहरी कक्ष में, और १ ऋणाणु प्रत्येक हाइड्रोजन का) —



इस प्रकार नाइट्रोजन ऋणाणुओं का एक युग्म खाली रहता है। इस एकाकी युग्म (lone pair) से हाइड्रोजन आयन (H^+) संयुक्त होकर अमोनियम मूल बनता है—



हाइड्रोजन आयन की धनात्मक एकसंयोज्यकता अमोनियम मूल को प्राप्त होती है। सम्पूर्ण मूल को चतुष्फलक (tetrahedron) समझा जा सकता है जिसके चारों कोनों पर चार हाइड्रोजन हैं और नाइट्रोजन केन्द्र में है, यदि चारों हाइड्रोजन चार भिन्न मूलों द्वारा स्थापित कर दिये जाय तो सम्पूर्ण अणु असमसंगतिक (assymetric) हो जाता है और ध्रुवन धूर्णत्व (optical activity) प्रदर्शित करेगा। मिल्स (Mills) और वारेन (Warren) ने N (r_1, r_2, r_3, r_4) य की भाँति के जो यौगिक बनाये हैं वे इसी प्रकार के हैं।

प्रश्न

1. क्षारीय तत्त्व कौन कौन से हैं ? लीथियम अपने समूह के अन्य तत्त्वों से किस बात में भिन्न है ?
2. अयस्क या खनिजों से लीथियम धातु कैसे तैयार करोगे ?
3. कास्टिक सोडा बनाने की विधियाँ लिखो।
4. सोडियम बनाने की कास्टनर विधि क्या है ? इस धातु के मुख्य गुण लिखो और बताओ कि इसके उपयोग क्या क्या हैं ? (पंजाब १९२२)
5. क्रोमियम खनिजों से पोटैसियम दिक्रोमेट कैसे तैयार किया जाता है ? इस पदार्थ का प्रयोगशालाओं में क्या उपयोग होता है ? (प्रयाग १९३७, १९४०)
6. सोडियम थायोसलफेट के बनाने की विधि, उसके गुण एवं उसके उपयोगों का हाल लिखो।
7. अमोनियम सायनेट कैसे बनायेंगे ? इससे यूरिया कैसे बनता है ?

८. पोटैसियम लवण बहुधा किन पदार्थों से तैयार किये जाते हैं ?
पोटैसियम कार्बोनेट, कास्टिक पोटाश और पोटैसियम नाइट्रेट व्यापारिक मात्रा में कैसे तैयार करते हैं ? (पंजाब १९२४)
९. सोडियम कार्बोनेट बनाने की सौल्वे-अमोनिया-सोडा विधि क्या है ?
१०. KClO , KClO_3 और K_2PtCl_6 कैसे बनाओगे ? पूरे समीकरण लिखो ।
११. सोडियम बाइकार्बोनेट, लीथियम बाइकार्बोनेट और मैग्नीशियम बाइकार्बोनेट की तुलना करो ।
१२. अमोनियम सल्फाइड कैसे बनाओगे ? पीला अमोनियम सल्फाइड क्या है ? इसका विश्लेषण-रसायन में क्या उपयोग है ?
१३. चार तत्व अच्छे अपचायक हैं ? इसके उदाहरण दो ।

अध्याय १०

प्रथम समूह के तत्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना

मैंडलीफ के आवर्त संधिभाग के प्रथम समूह के ख-उपसमूह में तीन तत्व हैं—ताँबा, चाँदी और सोना । ये तीनों तत्व तीन बृहत् श्रेणियों के सदस्य हैं । इन्हें ८ वें समूह के त्रिकू तत्वों के साथ सम्बन्धित समझना चाहिये—ताँबे के पूर्व का तत्व ८ वें समूह का निकेल है, चाँदी के पूर्व का तत्व पैलेडियम है और सोने के पूर्व का प्लैटिनम है । यह स्पष्ट है कि ताँबे के गुण निकेल से, चाँदी के पैलेडियम से और सोने के प्लैटिनम से बहुत मिलते जुलते हैं—

८ वाँ समूह			१ ले समूह का ख-उपसमूह
लोहा, कोबाल्ट, निकेल			ताँबा
२६ २७ २८			२९
रूथेनियम, रोडियम, पैलेडियम			चाँदी
४४ ४५ ४६			४७
ऑस्मियम, इरीडियम, प्लैटिनम			सोना
७६ ७७ ७८			७९

पहले समूह के चार तत्वों के पूर्व संधिभाग में शून्य समूह की गैरें थीं, पर ख-उपसमूह के तत्वों के पूर्व ८वें समूह की धातुएँ हैं । इससे स्पष्ट है कि क-उपसमूह और ख-उपसमूह के तत्वों में कितना अन्तर होगा ।

ख-उपसमूह के तत्वों का ऋणाणु-उपक्रम—क-उपसमूह और ख-उपसमूह के तत्वों का ऋणाणु-उपक्रम भिन्न-भिन्न है, यह बात गत अध्याय में स्पष्ट की जा चुकी है । हम ताँबे, चाँदी और सोने के उपक्रम को यहाँ देंगे—

Cu—ताँबा (२९)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s$ (क्यूप्स)
 या ... $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2$ (क्यूडिक)
 Ag—चाँदी (४७)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 5s$
 Au—सोना (७९)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6,$
 $4d^{10}, 4f^{14}, 5s^2, 5p^6, 5d^{10}, 6s^2$ (औरस)
 या— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10},$
 $4f^{14}, 5s^2, 5p^6, 5d^6, 6s^2, 6p$ (औरिक)

ताँबे के यौगिक क्यूप्रस और क्यूप्रिक होते हैं जिनमें ताँबे की संयोज्यता क्रमशः १ या २ है; सोने के यौगिक भी औरस और औरिक हैं, और इनकी संयोज्यता क्रमशः १ और ३ है। यहाँ ऋणाणु उपक्रम जो दिया गया है, वह दोनों प्रकार की संयोज्यताओं के आधार पर है। ताँबे और निकेल के उपक्रमों की तुलना के लिये हम निकेल का ऋणाणु-उपक्रम भी नीचे देते हैं—
 Ni—निकेल (२८)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4, 3d^8, 4s$ (निकेलस)
 या ... $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4, 3d^8, 4s^2$ (निकेलिक)

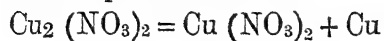
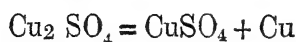
इन उपक्रमों से स्पष्ट है कि निकेल के $3d$ कक्ष में एक और ऋणाणु जोड़ देने से ताँबे के परमाणु का कक्ष तैयार हो जाता है। संविभाग में २१ वें तत्त्व स्कैंडियम से लेकर २८ वें तत्त्व निकेल तक, सब में बाहरी उपक्रम $3d$ या $4s$ अथवा $3d$ या $4s^2$ है, यही उपक्रम ताँबे का भी है। इस समूह के तत्त्वों की विशेषता है कि उनकी संयोज्यता परिवर्तनशील है—१ या ३, और ताँबे में १ या २। निकेल के यौगिकों के समान ताँबे के यौगिक भी रंगीन होते हैं—इनमें नीला या कुछ हरा रंग होता है।

निकेलस यौगिक जैसे $NiCl_2$ आयनीकरण के बाद, Ni^{++} , देते हैं, जिनके बाह्यतम कक्ष में $3d^8$ ऋणाणु हैं। यह संख्या आर्गन की $3d^{10}$ संख्या से भिन्न है, अतः निकेलस के यौगिक अनुचुम्बकीय (paramagnetic) हैं। क्यूप्रस यौगिक में जैसे $CuCl$ में, Cu^+ के बाह्यतम कक्ष में, $3d^{10}$ ऋणाणु हैं जो आर्गन के समान हैं। अतः क्यूप्रस यौगिक प्रतिचुम्बकीयता (diamagnetism) प्रदर्शित करते हैं। पर क्यूप्रिक आयन, Cu^{++} , के बाह्यतम कक्ष में $3d^9$ ऋणाणु हैं, अतः इसमें निकेलस यौगिकों के समान अनुचुम्बकीयता है।

ताँबे के समूह के तत्त्वों की विशेषतायें—जैसा कहा जा चुका है, ताँबे की दो भिन्न संयोज्यतायें हैं, १ और २ ($3d^{10} 4s \rightarrow 3d^{10}$; और $3d^9, 4s^2 \rightarrow 3d^9$)। इनमें क्रमशः १ और २ ऋणाणु पृथक् हो जाते हैं। इस प्रकार के यौगिक क्यूप्रस और क्यूप्रिक कहलाते हैं। पर क्यूप्रस आयन क्यूप्रिक बनने की चेष्टा करती रहती है, और कुछ ताप घातु बन जाती है—



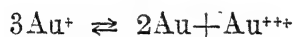
अतः बहुत धुलने वाले क्यूप्रस लवण अस्थायी होते हैं जैसे क्यूप्रस सल्फेट, फ्लोराइड या नाइट्रेट। ये शीघ्र विभाजित होकर क्यूप्रिक लवण और ताँबा धातु देते हैं—



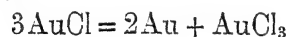
अतः यह स्पष्ट है कि क्यूप्रस श्रेणी के वे ही लवण स्थायी होंगे जिनकी विलेयता बहुत कम हो जैसे क्यूप्रस क्लोराइड, क्यूप्रस आयोडाइड या क्यूप्रस सायनाइड अथवा इसी कारण क्यूप्रस लवण बहुत शीघ्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड, हाइड्रोसायनिक एसिड या अमोनियम हाइड्रोक्साइड में घुल कर संकीर्ण आयन बनाते हैं।

चाँदी के यौगिक बहुधा एक-संयोज्यक होते हैं और अधिक संयोज्यता नहीं प्रकट करते। अववाद रूप से ही सिलवर परौक्साइड, Ag_2O , और आर्जेण्टिक नाइट्रेट (ओज़ोन और सिलवर नाइट्रेट के नाइट्रिक एसिड की उपस्थिति में योग करने से) — $\text{Ag} (\text{NO}_3)_2$ — पाये गये हैं। आर्जेण्टिक फ्लोराइड, AgF_2 , और कुछ सवर्ग यौगिक, जैसे $[\text{Ag} (\text{py})_4] (\text{NO}_3)_2$ पाये गये हैं जिनमें चाँदी की संयोज्यता २ है — (py से अभिप्राय पिरिडिन से है)।

सोने की संयोज्यता १ और ३ है। विलेय औरस यौगिक औरस आयन, $\text{Au}^+ (5d^9, 6s \rightarrow 5d^{10})$ देते हैं, ये अस्थायी हैं और शीघ्र औरिक आयन और स्वर्ण धातु में परिणत हो जाते हैं—



इस प्रकार गरम पानी के योग से औरस क्लोराइड सोना और औरिक क्लोराइड देता है—



सोने के भी अनेक संकीर्ण यौगिक बनते हैं। इस बात में ये यौगिक प्लैटिनम यौगिकों के समान हैं। औरिक क्लोराइड या क्लोर-औरिक एसिड प्लैटिनिक क्लोराइड या क्लोरप्लैटिनिक एसिड के समान है। दोनों एमिनो के योग से मणिभीय पदार्थ देते हैं।

क-उपसमूह और ख-उपसमूह के तत्त्वों की तुलना—गत अध्याय में भी यह बात स्पष्ट की जा चुकी है कि द्वार तत्त्वों में ताँबा समूह के तत्त्वों से अधिक भिन्नता है। फिर भी यह स्पष्ट है कि यदि दूसरे समूह के ख-उपसमूह के तत्त्वों, जस्ता, कैडमियम और पारे को दूसरे समूह में रक्खा जा सकता है, तो ताँबा, चाँदी और सोने को पहले समूह में ही स्थान मिलना चाहिये।

क-उपसमूह

चार तत्त्व

समानतायें

१. न्यूनतम संयोज्यता १ है।

२. Ag_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $24\text{H}_2\text{O}$ की भाँति की फिटकरियाँ बनती हैं।

३. तत्त्वों में प्रबल क्षारता है।

भिन्नतायें

१. ये तत्त्व मुक्त रूप में प्रकृति में नहीं मिलते।

२. तत्त्व बड़े क्रियाशील हैं, अंतिम तत्त्व सीज़ियम सब से अधिक क्रियाशील है।

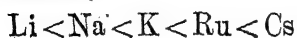
३. इनके ऑक्साइड प्रबल क्षार देते हैं, और पानी में विलेय हैं।

४. ये तत्त्व पानी, अम्ल और हवा के साथ विस्फोट-पूर्वक प्रतिक्रिया करते हैं।

५. हलके और नरम हैं और तार अच्छे नहीं खिंच सकते।

६. ये तत्त्व संकीर्ण यौगिक नहीं बनाते।

७. इन तत्त्वों की लवणों में संयोज्यता बहुधा १ होती है। विद्युत् धनात्मकता अधिक है।



ख-उपसमूह

ताँबा, चाँदी, सोना

न्यूनतम संयोज्यता १ है, चाँदी तो निश्चयात्मक रूप से १ संयोज्यता के स्थायी यौगिक देती है।

Ag_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $24\text{H}_2\text{O}$ पोटाश फिटकरी के समान ही है।

Ag_2O में भी थोड़ी सी क्षारता है।

ये तत्त्व मुक्त रूप में भी प्रकृति में पाये जाते हैं।

ये तत्त्व शीघ्र क्रिया नहीं करते। अन्तिम तत्त्व स्वर्ण सब से कम क्रियाशील है।

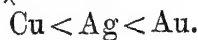
ये ऑक्साइड क्षारीय विलयन नहीं देते। ऑक्साइड बहुत कम घुलते हैं।

ताँबे पर इनका धीरे धीरे प्रभाव होता है, चाँदी पर और भी धीरे और सोने पर प्रभाव नहीं होता।

भारी, कठोर, और ऐसे हैं कि तार खिंच सकते हैं। घनवर्धनीय भी हैं। इसीलिये धातुओं के व्यवसाय में बहुत काम आते हैं।

ये तत्त्व बहुधा संकीर्ण आयनों के भाग बन जाते हैं— $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{++}$, $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ और $[\text{AuCl}_4]^-$ आदि।

इनकी संयोज्यतायें भिन्न भिन्न होती हैं—१, २ और ३। विद्युत् धनात्मकता हाइड्रोजन से कम है।



प्रथम समूह के तत्त्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना २७७

ताँबे के समूह के तत्त्व—ताँबे के तत्त्वों का पारस्परिक सम्बन्ध भी क्रमशः परिवर्तित होता जाता है। इसके भौतिक गुण नीचे की सारणी में दिये जाते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	आपेक्षिक ताप
२६	ताँबा	Cu	६३.५७	८.९३	१०८५°	२३१०°	०°०६३६
४७	चाँदी	Ag	१०७.८८	१०.५	९६२°	१९५५°	०°०५६
७९	सोना	Au	१९७.२	१९.३२	१०६३°	२५३०°	०°०३०३

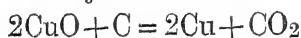
इस सारणी में दिये गये अंकों से स्पष्ट है कि ज्यों ज्यों पर. गु-भार बढ़ता जाता है, धातु का घनत्व भी क्रमशः बढ़ता जाता है, पर आपेक्षिक ताप क्रमशः घटता जाता है। द्रवणांकों और कथनांकों में कोई निश्चित क्रम दिखायी नहीं देता।

ताँबे की अपेक्षा चाँदी अधिक राजसी है, और सोना तो बहुत ही राजसी धातु है। ताँबे की घनवर्धनीयता और तन्यता चाँदी और सोने की तुलना में कम है। ताँबे पर हलके और सान्द्र दोनों प्रकार के अम्लों का शीघ्र प्रभाव पड़ता है—दही और साधारण खटाई से ही ताँबे के बर्तन हरे या नीले पड़ जाते हैं, पर चाँदी पर प्रभाव बहुत धीरे धीरे होता है और सोना तो केवल अम्लराज (aqua regia) में या उन विलयनों में जिनमें नवजात क्लोरीन हो, घुलता है। ताँबे के लवण ताम्रस और ताम्रिक होते हैं जिनमें संयोज्यता १ और २ होती है। चाँदी के लवणों में संयोज्यता अधिकतर १ ही देखने में आती है। सोने के दो क्लोराइड होते हैं— $AuCl$ और $AuCl_3$ जिनकी संयोज्यतायें १ और ३ हैं। ये क्लोराइड अधिकतर संकीर्ण रूप में रहते हैं—क्लोरऔरस ऐसिड, $HAuCl_2$ और क्लोरऔरिक ऐसिड, $HAuCl_4$ । स्पष्टतः जितने यौगिक ताँबे के पाये जाते हैं, उतने चाँदी और सोने के नहीं। सोने के तो थोड़े से ही उल्लेखनीय यौगिक हैं।

ताँबा या ताम्र, कॉपर (Cu)

[Copper]

अति प्राचीन समय से मनुष्य ताँबे से परिचित रहा है। ताँबे के बहुत पुराने सिक्के हमारे देश में मिलते हैं। ताँबे के खनिजों से ताँबा आसानी से निकाला जा सकता है, इसी लिये सभ्यता के आरम्भ से ही हमें इस धातु से परिचय रहा है। चाँदी और सोना भी खनिज पदार्थों से आसानी से निकाले जा सकते हैं। प्रकृति में ये मुक्त अवस्था में भी पाये जाते हैं। इस दृष्टि से ताँबा, चाँदी और सोना सभी सभ्य जातियों के सिक्कों में काम आते रहे हैं। यह अद्भुत बात है कि सिक्कों की ये तीनों धातुयें मैङ्गलीफ के आवर्त संविभाग में एक ही उपसमूह में स्थान पा रही हैं। पुरानी विधि ताँबा प्राप्त करने की बड़ी आसान थी—मैलेकाइट नामक हरे अयस्क की ढेरी कोयले के साथ लगाते थे और गरम कर देते थे। ऐसा करने पर ताँबा प्राप्त हो जाता था—



गला हुआ ताँबा भी बड़ कर नीचे आ जाता था।

ताँबे के अयस्क और खनिज—कुछ दिनों पूर्व तक दक्षिण भारत, राजपूताने और हिमालय के बहुत से स्थलों (कूलू, गढ़वाल, नैपाल, सिक्किम, भूटान) में ताँबे की भट्टियाँ काम करती रही हैं। सिंहभूमि प्रान्त में ८० मील लंबी ताँबे के अयस्क की एक श्रेणी है। धारवार में भी थोड़ा सा ताँबा होता है। सिंहभूमि में सन् १९२० से कारडोवा कॉपर कम्पनी ने मैलेकाइट और क्यूप्राइट, Cu_2O , अयस्कों से ताँबा निकालना आरम्भ किया। सन् १९१४ में ६३०० दीर्घटन ताँबा बनाया गया।

ताँबे के मुख्य अयस्क या खनिज निम्न हैं—

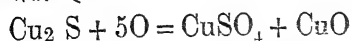
- (१) चैलकोपाइराइट या कॉपर पाइराइटोज (ताम्र माक्षिक)
— Cu_2S , Fe_2S_3 , या CuFeS_2 .
- (२) मैलेकाइट, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$
- (३) ऐज़्यूराइट, $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$
- (४) ऐटेकेमाइट, $\text{Cu}_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{OH})_2$
- (५) बोर्नाइट, $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{CuS} \cdot \text{FeS}$

धातुकर्म

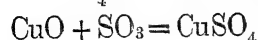
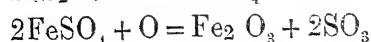
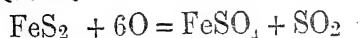
खानों से निकली कच्ची धातु में बहुत से ऐसे पदार्थ भी मिले रहते हैं जो वस्तुतः ताँबे के खनिज नहीं हैं। इन पदार्थों को यथाशक्ति अलग कर देना आवश्यक है। इस प्रतिक्रिया को अयस्क की दरेसी या अयस्क का मूल शोधन (ore dressing) कहते हैं। ताँबे के अयस्क कुछ उपचित या ऑक्सीकृत अवस्था में मिलते हैं—ये ऑक्साइड अयस्क सापेक्षतः हल्के होते हैं और सलफाइड अयस्क इतने भंगुर होते हैं, कि आर्द्र विधियाँ (wet method) द्वारा अयस्क का मूल शोधन कठिन हो जाता है, और बहुत सा अयस्क व्यर्थ फेंक जाता है। सलफाइड अयस्कों के साथ ज्ञावन विधियाँ (flotation) सफल रही हैं। इस ज्ञावन विधि में अयस्क को महीन पीसा जाता है और फिर पानी में छोड़ा जाता है। इस पानी में थोड़ा सा तेल (तारपीन का) और थोड़ा सा सोडियम कार्बोनेट छोड़ देते हैं। फिर हवा के प्रवाह से ज़ोरों से खलभलाते हैं। ऐसा करने पर अयस्क का पथरीला भाग तो नीचे बैठ जाता है और शुद्ध अयस्क फेन के साथ ऊपर उठ आता है।

ताँबा निकालने की आर्द्र विधियाँ—इन आर्द्र विधियों में धातु के अयस्क को किसी विलेय लवण में परिवर्तित करते हैं। और फिर विलयन में लोहा छोड़ कर और विलयन के विद्युत्-विच्छेदन से ताँबा धातु प्राप्त करते हैं।

(१) सलफेट-जारण विधि (Sulphate Roasting)—अयस्क को चोपक-भट्टी (reverberatory furnace) में न्यून तापक्रम पर सावधानी से तपाया जाता है। ऐसा करने पर ताम्र सलफाइड सलफेट में परिणत हो जाता है—

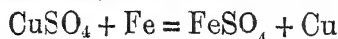


अयस्क में थोड़ा सा लोह मात्निक भी मिला होता है। जारण करते समय यह पहले तो सलफेट में परिणत होता है जो फिर गन्धक त्रिऑक्साइड गैस देता है। यह गैस भी ताम्र के ऑक्साइड को सलफेट में परिणत करने में सहायक होती है—

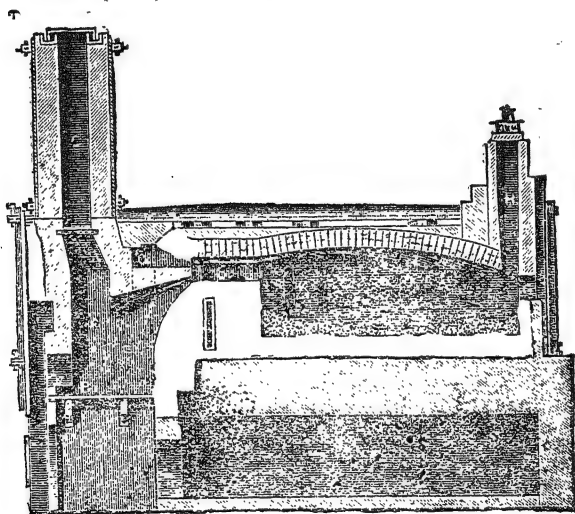


बात यह है कि फेरस सलफेट की अपेक्षा ताम्र सलफेट अधिक ऊँचे तापक्रम पर विभाजित होता है।

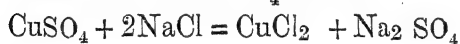
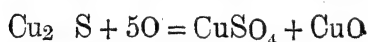
इस प्रकार जारण द्वारा जो ताम्र सल्फेट बना उसे हौजों में घोल लिया जाता है और फिर इसमें लोहे के छीलन या छीजन (scraps) डाल कर ताँबा अवक्षिप्त कर लिया जाता है—



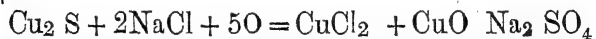
(२) क्लोराइड-जारण विधि (Chloridising Roasting)—
ताम्र लोहमाक्षिक (pyrites) में सैधा नमक मिलाते हैं, और फिर जारण करते हैं। ऐसा करने पर ताम्र माक्षिक पहले तो ताम्र सल्फेट में परिणत होता है, पर तत्काल ही इसका क्लोराइड बन जाता है—



चित्र ५७—ताँबा तैयार करने की चूपक मशीन



अथवा—

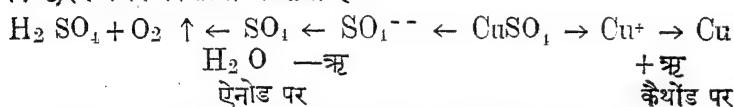


साथ में जो ताम्र का ऑक्साइड बनता है वह भी लोहे के माक्षिक के जारण से निकले हुये गन्धक त्रिऑक्साइड द्वारा ताम्र के सल्फेट में परिणत हो जाता है जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है।

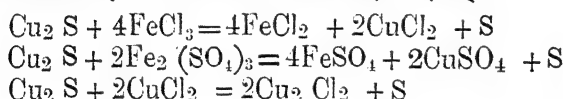
इस प्रकार ताम्र के क्लोराइड का जो विलयन मिलता है उसमें लोहे का छीजन डाल कर पूर्ववत् ताँबा प्राप्त कर लेते हैं।

(३) रिओ टिंटो विधि (Rio Tinto)—इस विधि में १ लाख टन मासिक का ढेर हौजों में हवा और पानी में खुला पड़ा रहता है। बहुत दिनों पड़े रहने पर सल्फाइड अयस्क सल्फेट में परिणत हो जाता है। लोह सल्फेट और सल्फ्यूरिक एसिड भी साथ साथ बनता है। इन हौजों से बड़े पानी का रंग पीत-हरित होता है। इस पानी में ही यदि लोहे का छीजन छोड़ दिया जाय तो ताँबा अवक्षिप्त हो जायगा।

(४) गन्धक के तेजाब से भिगो कर या तर कर (Bathing process)—इस विधि में जिन हौजों का व्यवहार किया जाता है वे सीमेंट-कंकरीट के बने होते हैं और उनके फँदे काठा के होते हैं। यहाँ मासिक के ढेरों को सल्फ्यूरिक एसिड के साथ तर किया जाता है। इस प्रकार ताम्र के सल्फेट का विलयन मिलता है। इसके विलयन का विद्युत् विच्छेदन करने पर ताँबा मिलता है—



(५) सल्फाइड अयस्क को फेरिक क्लोराइड, फेरिक सल्फेट या क्यूप्रिक क्लोराइड से प्रतिकृत करके—यह देखा गया है कि ताम्र के सल्फाइड अयस्क इन रसों के योग से निम्न पदार्थ देते हैं—



तीसरी प्रतिक्रिया में जो अधिलेय क्यूप्रस क्लोराइड बनता है, वह लोहे के क्लोराइड और क्यूप्रिक क्लोराइड के आधिक्य की विद्यमानता में घुल जाता है। इस प्रकार ताम्र विलयनों में से ताँबा धातु पूर्ववत् प्राप्त की जा सकती है।

ताँबे के निष्कर्ष की शुष्क विधियाँ—अयस्क से ताँबा निकालने की पुरानी विधि “ वेल्श-विधि ” (Welsh Process) थी। उसमें निम्न क्रियायें होती थीं—(१) अयस्क के मूल शोधन के अनन्तर इसका निस्तापन (calcination), (२) निस्तप्त पदार्थ को जारित अयस्क और गल्य^१ (slag) के साथ गलाते हैं, (३) इस प्रतिक्रिया में जो

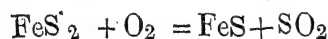
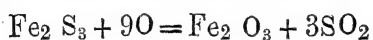
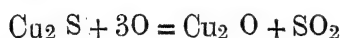
१, गल्य (slag)—धातु निष्कर्षण प्रतिक्रिया में धातुओं के साथ सिलिका संयुक्त हो कर जो गलनशील सिलिकेट बनाता है (यह बह कर नीचे चला आता है), उसे गल्य कहते हैं।

कुधातु^२ (regulus) मिलती है, उसका फिर निम्तापन करते हैं। (४) निस्तप्त कुधातु को गल्य के साथ फिर गलाते हैं, (५) कुधातु का फिर जारण करते और इसे गलाते हैं। इस प्रकार फफोलेदार ताँबा (blister copper) मिलता है; और अन्त में (६) इस ताँबे का अन्तिम शोधन (refining) और दृढीकरण (toughening) करते हैं।

आज कल की विधि का भी सार यही है। केवल यह प्रयत्न किया जाता है कि ये ६ क्रियाएँ, अलग अलग न करके, जितनी साथ की जा सकें उतना अच्छा है। ऐसा करने से ईंधन का खर्चा बच जाता है और अयस्क की बहुत सी मात्रा एक बार में काम आ सकती है।

आज कल की विधि के निम्न अंग हैं—(१) सलफाइड अयस्कों का प्रारम्भिक जारण, जिससे सलफाइड सलफेट में परिणत हो जाय, और जो गन्धक का आधिक्य हो, वह उड़ जाय। (२) वात (blast) भट्टी में अथवा बड़ी क्षेपक भट्टियों में इस पदार्थ को गला कर कुधातु (matte or regulus) बनाना। (३) कुधातु की बेसीमरीकरण (bessemerising) क्रिया करना जिससे यह फफोलेदार ताँबा बन जाय और अन्त में (४) इस ताँबे को विद्युत् विच्छेदीय विधि से अथवा आग्नेय विधि से संशोधित कर लेना।

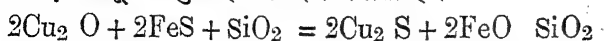
वैल्श विधि—इस विधि में बार बार क्रम से निस्तापन करते हैं और गलाते हैं। पहला निस्तापन क्षेपक भट्टी में किया जाता है, तापक्रम यथाशक्य नीचा ही रखते हैं। ऐसा करने से आधा गन्धक तो गन्धक द्विऑक्साइड होकर उड़ जाता है, और आर्सेनिक भी As_4O_6 के रूप में उड़ जाता है। लोहे और ताँबे का आंशिक उपचयन हो जाता है—



जारित अयस्क (६३%) में फिर १२% उपचित अयस्क और २५% बालू मिलाते हैं। उसी क्षेपक भट्टी में तापक्रम ऊँचा करके इस मिश्रण को गलाया जाता है। इस अवस्था में ताँबे का ऑक्साइड शेष बचे लोहे के सलफाइड से प्रतिक्रिया करता है और ऐसा होने पर ताँबे का सलफाइड लोहे

२. कुधातु या रेगुलस उस धातु का नाम है जिसमें कुछ मूल अशुद्धियाँ इतनी क्रिया के बाद भी मिली रह जाती हैं।

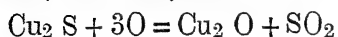
के ऑक्साइड में परिणत हो जाता है। यह लोहे का ऑक्साइड क्षेपक भट्टी की तलहटी में पड़ी बालू से संयुक्त होकर गल्य बनाता है।



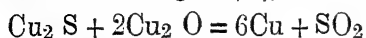
यह गल्य गले हुए रूप में कुधातु के पृष्ठ पर आ जाता है और भट्टी में उस स्थल पर एक छेद होता है। वहाँ से वह अलग बहा लिया जाता है। (कृत्रिम विधि से बनाये गये लोहे और ताँबे के सल्फाइडों के इस मिश्रण को “कुधातु”—regulus वा matte—कहते हैं)। इस अवस्था में बनी कुधातु में ताँबे का सल्फाइड होता है। गलने पर यह कुधातु भट्टी की तलहटी में निचला स्तर बनाती है, गल्य इसके ऊपर तैरता है। कुधातु में ३५% ताँबा, ३०% लोहा, २८% गन्धक और कुछ अशुद्धियाँ As, Bi, Sb, Pb, Co, Ni, और Sn की होती हैं। इस कुधातु को “मोदी धातु” (coarse metal) भी कहते हैं।

यह विधि फिर दोहरायी जाती है। अर्थात् कुधातु का फिर निस्तापन करते और बालू के साथ गलाते हैं। इस बार ६५-८०% जारित कुधातु को ३५-२०% बालू के साथ मिलाते हैं। यह प्रतिक्रिया तब तक दोहराते हैं, जब तक लोह सिलिकेट बन कर विजकुल अलग न हो जाय। इस प्रकार जो पदार्थ मिलता है उसे “महीन धातु” (fine metal) कहते हैं। इसका नाम नील धातु या श्वेत धातु भी है—जैसा रंग हो वैसा नाम। यह लगभग शुद्ध क्यूप्रस सल्फाइड, Cu_2S , होती है जिसमें ७८% ताँबा होता है; और यह ढोके (pigs) के रूप में इकट्ठा कर ली जाती है।

“महीन धातु” के ढोकों को जारक भट्टी के फर्श पर रखते हैं। भट्टी में इस के निकट हवा आने के लिये छेद बने होते हैं। तापक्रम का ऐसा नियंत्रण रखते हैं कि ८ घंटे के लगभग में पदार्थ पिघले। इस अवस्था में ताम्र के सल्फाइड का अच्छी तरह उपचयन हो जाता है—



यह ऑक्साइड फिर अप्रभावित सल्फाइड के साथ प्रतिक्रिया करता है, और ऐसा करने पर ताँबा धातु बनती है जो नीचे बैठ जाती है—



धातु को बालू के साँचों में चुआ लेते हैं। धातु में से होकर गन्धक द्विऑक्साइड की जो गैस निकलती है, उनके कारण इसमें फफोले पड़ जाते हैं। अतः इस प्रकार बनी धातु को फफोलेदार ताँबा कहते हैं।

आग्नेय विधि से संशोधन—फफोलेदार ताँबा शुष्क और अवनवर्धनीय होता है। इसमें ९८% ताँबा होता है। इसका अब अन्तिम संशोधन करते हैं, और फिर दृढीकरण किया जाता है। संशोधक भट्टी में भूमि बालू की होती है। ६-१० टन तक फफोलेदार ताँबे के ढोके भूमि पर रखे जाते हैं, और इन्हें धीरे धीरे पिघलाया जाता है। इस अवस्था में भी १-२% गल्य धातु में मिला रह जाता है जो पिघले ताँबे के ऊपर मैल के रूप में तैरता है, इसे काँछ कर अलग कर देते हैं। पिघले ताँबे को 1200° के तापक्रम पर हवा में कई घंटे तक उधरा रखते हैं,—ऐसा करने पर इसकी अशुद्धियों का (आर्मेनिक, गन्धक, लोहा, वंग, निकेल, सीसा आदि का) सापेक्षतः शीघ्र उपचयन हो जाता है। इनके ऑक्साइड अलग कर दिये जाते हैं, यदि इस अवस्था में थोड़ा सा सोडा डाल दिया जाय, तो सफाई और आसानी से हो जाती है। ताँबे को गरम करके इस प्रकार शोधने की विधि को आग्नेय विधि कहते हैं।

वेल्श विधि

सलफाइड अयस्क



SO_2 , As_4O_6 ← निस्तापन

↓ उपचित अयस्क, Cu_2O , और बालू
के साथ गला कर

कुधातु (३५% ताँबा)
(“मोटी धातु”)

गल्य
लोहे का सिलिकेट

SO_2 ← निस्तापन

↓ बालू के साथ गलाना

कुधातु
“महीन धातु”— Cu_2S
७८% ताँबा

गल्य
लोहे का सिलिकेट

↓ जारक भट्टी में हवा के साथ उपचयन

SO_2 ← फफोलेदार ताँबा

६८% ताँबा, २% अन्य धातु

↓ शोधन भट्टी में 1200° पर गला कर

↓ और अशुद्धियाँ काँछ कर

शुद्धित ताँबा

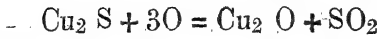
आधुनिक विधि—आज कल की विधि के ४ अंग ये हैं—(१) प्रारम्भिक जारण, (२) कुधातु के लिये गलाना, (३) फफोलेदार ताँबा प्राप्त करने के लिये कुधातु का बेसीमरीकरण, (४) अन्तिम संशोधन।

इस विधि में मुख्य सावधानी इस बात की रखनी पड़ती है कि गन्धक का अनुपात ठीक रहे, इस अनुपात पर कुधातु (अर्थात् ताँबे और लोहे के सलफाइडों का कृत्रिम विधि से तैयार किया गया मिश्रण) बनने की मात्रा निर्भर रहती है। गन्धक के जलने से जो गरमी पैदा होती है, उतने से ही पदार्थ (कुधातु और गल्य) गल जाते हैं। आज कल की विधि में निस्तापन और गलाना एक ही भट्टी में किया जाता है।

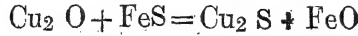
विधि इस प्रकार है—भट्टी में लकड़ी जलाते हैं, और फिर इसमें अयस्क डालते हैं, हवा (वात) का प्रवाह अच्छी तरह होने देते हैं। गन्धक जलने लगता है और इसी भट्टी में निस्तापन और गलना दोनों होते हैं। गलने की गति कितनी है, इस आधार पर ही सान्द्रता निर्भर है। अगर पदार्थ बहुत शीघ्र गलाये जायेंगे, तो लोहे का उपचयन ठीक न होगा; और वह कम न किया जा सकेगा। फलतः “कुधातु” में ताँबा कम अनुपात में होगा। इस भट्टी में कुधातु बनती है और गल्य। कुधातु में २५% ताँबा होता है और गल्य में फेरस सिलिकेट होता है। भट्टी में हवा के प्रवाह का दाब ४ पौंड रक्खा जाता है।

बेसीमरीकरण द्वारा कुधातु से ताँबा निकालना—कुधातु से ताँबा प्राप्त करने की विधि का नाम बेसीमरीकरण है; क्योंकि यह क्रिया बेसीमर के बनाये गये परिवर्तक (converter) में की जाती है। वह परिवर्तक इस्पात बनाने के बेसीमर परिवर्तकों के समान ही होते हैं, अन्तर केवल यह है कि इनके वात-मुख (tuyer) पैदे में नहीं, बल्कि पैदे से ऊपर दीवार में लगे होते हैं। वात-मुखों में होकर हवा अन्दर जाया करती है। जो धातु बनती है, वह वात-मुख के कक्ष के नीचे गिर जाती है, और इस प्रकार इन मुखों से आई हुई हवा से होने वाले उपचयन या ऑक्सीकरण से धातु बची रहती है। पिघली हुई कुधातु में होकर हवा प्रवाहित होती रहती है, यही बेसीमरीकरण की विशेषता है। इस प्रतिक्रिया में लोहा और गन्धक दोनों अलग हो जाते हैं। प्रतिक्रिया इस प्रकार है—

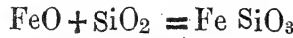
(१) ताँबे के सलफाइड के उपचयन से गन्धक द्विऑक्साइड गैस बनती है, जो उड़ जाती है—



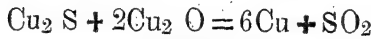
(२) फिर ताँबे का ऑक्साइड लोहे के सलफाइड से प्रतिक्रियत होता है—



(३) लोहे का यह ऑक्साइड बालू से संयुक्त होकर गल्य बना देता है—

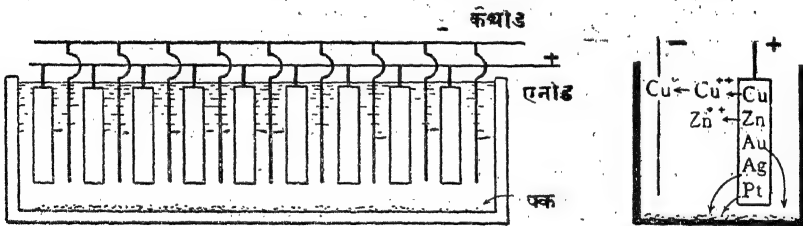


(४) यह गल्य अलग कर लिया जाता है। ताँबे के सलफाइड और ऑक्साइड दोनों प्रतिक्रिया करके ताँबा धातु देते हैं।

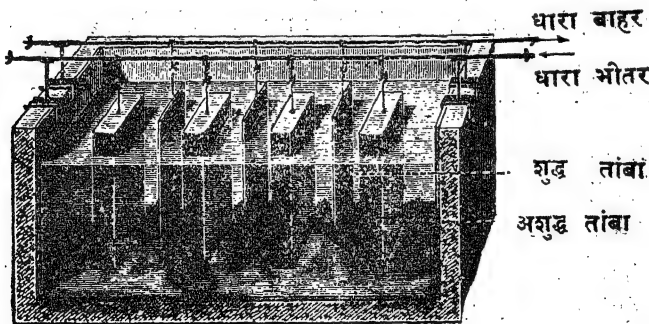


गन्धक द्विऑक्साइड गैस गले हुये ताँबे में से होकर फूटफूट कर ऊपर निकलती है, जिससे ताँबे में फफोले पड़ जाते हैं। इसी लिये इस ताँबे को फफोलेदार ताँबा कहते हैं। आग्नेय विधि से जिसका पीछे उल्लेख किया जा चुका है, इस ताँबे का फिर शोधन कर लिया जाता है।

विद्युत् विच्छेदन द्वारा शोधन—इस विद्युत् विधि में २ फुट ×



चित्र ५८—ताँबे का शोधन



चित्र ५९—ताँबे का शोधन

३ फुट × २ इंच आकार के शोधनीय ताँबे के पट्टों के ऐनोड (धनद्वार), और शुद्ध ताँबे के पत्रों के कैथोड (ऋणद्वार) लेते हैं। तृतिये (कॉपर सल्फेट) का विलयन सेल में रखते हैं। विद्युत् विच्छेदन होने पर शोधनीय ताँबा तो विज्ञयन में चला जाता है, और उतना ही शुद्ध ताँबा कैथोड पर जमा हो जाता है। कैथोड के ताम्र पत्रों पर ग्रैफाइट-तैल लगा देते हैं, जिससे यह जमा हुआ ताँबा आसानी से उचाड़ा जा सके। विद्युत् विच्छेदन के लिये १३ वोल्ट की धारा लेते हैं।

इस प्रतिक्रिया में लोहा, निकेल और जस्ते के समान अपद्रव्य तो जल में घुले रह जाते हैं, और ज़ैटिनम, सोना, चाँदी, वंग, आर्सेनिक आदि के अपद्रव्य कीचड़ के रूप में नीचे बैठ जाते हैं। इस कीचड़ को ऐनोडपक (anode mud or slime) कहते हैं।

धातु के गुण—यह ताम्रवर्णीय धातु है, पर मैले होने पर काली सी दीखती है क्योंकि इसके पृष्ठ पर ताँबे के ऑक्साइड या सल्फाइड का स्तर जमा हो जाता है। यह १०८३° पर पिघलती है। यह गरमी और विजली की अच्छी चालक है। १८° पर विद्युत् विशिष्ट अवरोध 1.76×10^{-6} है। द्रव ताँबा अन्य द्रव धातुओं से मिलनशील है अतः इसके अनेक अच्छे मिश्रधातु या संकर धातु (alloy) बनते हैं।

ताँबा हवा में नहीं जलता, पर यदि रक्त-तप्त किया जाय तो पहले क्यूप्रस ऑक्साइड, Cu_2O , बनावेगा, और फिर क्यूप्रिक ऑक्साइड, CuO । ताँबे का महीन चूर्ण, अथवा बहुत पतला ताम्र पत्र क्लोरीन और गन्धक की वाष्पों में जल सकता है।

पानी की भाप का ताँबे पर प्रभाव श्वेत-ताप पर ही होता है। ताँबा हाइड्रोजन की अपेक्षा कम विद्युत् धनात्मक है और इसलिये उन अम्लों का साधारणतः इस पर प्रभाव नहीं पड़ता जो ऑक्सीकारक भी नहीं हैं।

ताँबा धातु और अम्ल की प्रतिक्रिया निम्न साम्य पर निर्भर है—



$$\text{अतः स्थिरांक } K = \frac{[Cu^+][H]}{[Cu][H^+]}$$

स्पष्टतः इस साम्य में ताँबे की सान्द्रता स्थायी है, अर्थात् $[Cu] = \text{स्थायी}$ ।

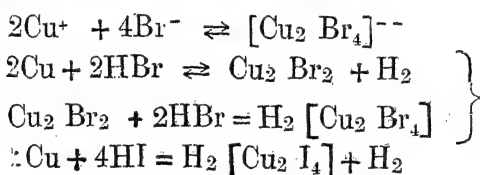
$$\therefore K = \frac{[Cu^+][H]}{[H^+]}$$

अर्थात् यदि क्यूप्रस आयन, Cu^+ , की सान्द्रता घटायी जाय, तो $[\text{H}]$ सान्द्रता बढ़ेगी और $[\text{H}^+]$ घटेगी। अर्थात् ऐसा होने पर ऐसिड में से अधिक हाइड्रोजन निकलेगा, और ताँबा घुलने लगेगा।

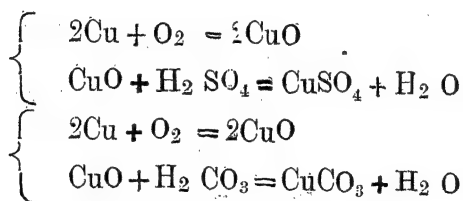
ताँबे के लिये k का मान बहुत कम है। मान लो कि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड या सल्फ्यूरिक ऐसिड में ताँबा कुछ घुला और Cu^+ बनी, और इस ही सान्द्रता ज्यों ही बढ़ी, $[\text{H}]$ सान्द्रता कम हो जायगी, इतनी कम कि हाइड्रोजन की विलेयता से भी कम। इसलिये प्रतिक्रिया तत्काल ही शान्त पड़ जायगी।

पर यदि उपचायक अम्ल का उपयोग किया जाय जो हाइड्रोजन को पानी में उपचित कर सके, तो $[\text{H}]$ सान्द्रता लगभग शून्य ही हो जायगी, और इसलिये Cu^+ की मात्रा बढ़ने लगेगी। (वस्तुतः Cu^+ उपचित होकर Cu^{++} बन जायगा)।

यद्यपि ताँबे पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड का प्रभाव नहीं होता, हाइड्रो-आयोडिक और हाइड्रोब्रोमिक ऐसिडों की इस पर प्रतिक्रिया होती है क्योंकि ऐसा होने पर संकीर्ण आयन बनते हैं—



हवा की उपस्थिति में भी कई ऐसिडों की ताँबे के साथ प्रतिक्रिया होती है—



इस प्रकार नम ताँबा हवा में रखे रहने पर नीला पड़ जाता है क्योंकि हवा में ऑक्सीजन और कार्बोनिक ऐसिड दोनों हैं। इस विधि से व्यापारिक मात्रा में भास्मिक कॉपर कार्बोनेट, भास्मिक ऐसीटेट और सल्फेट बनाये जाते हैं।

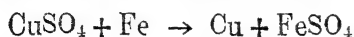
प्रथम समूह के तत्त्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना २८९

साम्द्र गन्धक के तेज़ाब के साथ गरम करने पर ताँबा गन्धक द्वि-ऑक्साइड गैस देता है—

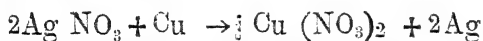


ताँबे पर क्षारों का प्रभाव नहीं पड़ता ।

विद्युत् रासायनिक श्रेणी के नियम के अनुसार ताँबे के लवण के विलयन में यदि लोहा छोड़ दिया जाय, तो ताँबा पृथक् हो जायगा—



पर यदि सिलवर नाइट्रेट के विलयन में ताँबे का तार लटकाया जाय तो इस पर रवेदार चाँदी जमा हो जायगी, जिसे “रजत-वितप” (silver tree) कहते हैं—



ताँबे से बने मिश्रधातु (alloy)—ताँबे के कुछ मिश्रधातु निम्न हैं—

(१) काँसा—Bronze—इसमें ७५-९० प्रतिशत ताँबा, और शेष बंग (टिन) होता है । वर्तन बनाने के काम आता है ।

(२) पीतल—Brass—इसमें ७०-८० प्रतिशत ताँबा और शेष जस्ता होता है । इसके वर्तन बनते हैं ।

(३) डेल्टा धातु—६० प्रतिशत ताँबा, ३८-२ प्रतिशत जस्ता और १-८ प्रतिशत लोहा होता है । इसमें इस्पात का सा बल होता है ।

(४) मोनल धातु (Monel)—२७ प्रतिशत ताँबा, २-३ प्रतिशत लोहा ; ६८ प्रतिशत निक्कल, और कुछ कार्बन, गन्धक और मैंगनीज़ भी होता है । इस धातु पर रासायनिक प्रतिक्रियाएँ बहुत कम होती हैं, अतः रासायनिक कारखानों में इसका उपयोग होता है ।

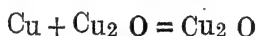
(५) जर्मन सिलवर—२५-५० प्रतिशत ताँबा, ३५-२५ प्रतिशत जस्ता और ३५-१० प्रतिशत निकेल होती है । इसके वर्तन बनते हैं ।

ताँबे के सिक्कों में ताँबा और ७-५ प्रतिशत बंग धातु होती है । पुराने चाँदी के सिक्कों में ७-५ प्रतिशत ताँबा होता था, शेष चाँदी रहती थी, पर आज कल के सिक्कों में ५० प्रतिशत चाँदी, ४० प्रतिशत ताँबा, ५% जस्ता और ५ प्रतिशत निकेल रहती है ।

ताँबे का परमाणुभार—डूलोन और पेटी (Dulong and Petit) की विधि के अनुसार इसका परमाणुभार ६४ के लगभग ठहरता है क्योंकि इसका आपेक्षिक ताप 0.084 के लगभग है। इसका रासायनिक तुल्यांक निम्न प्रयोगों के आधार पर निकाला गया—(१) कॉपर सल्फेट को बेरियम सल्फेट में परिणत करके $\text{Cu}_2\text{O}_4/\text{BaSO}_4$ निष्पत्ति निकली। (२) क्यूप्रिक ब्रोमाइड को सिलवर ब्रोमाइड में परिवर्तित किया गया। (३) एक सैल में कॉपर सल्फेट और दूसरी में सिलवर नाइट्रेट रख कर, एक श्रेणी में दोनों को योजित करके, विद्युत् विच्छेदन किया गया और जितनी चाँदी और ताँबा जमा हुआ, उससे दोनों की निष्पत्ति मालूम की गयी। इन प्रयोगों के आधार पर ताँबे का परमाणु भार 63.57 ठहरता है। ताँबे में दो समस्थानिक $2 : 5$ की निष्पत्ति में 65 और 63 परमाणुभार के हैं।

ताँबे के ऑक्साइड—ताँबे के कई ऑक्साइड ज्ञात हैं जैसे Cu_2O , Cu_4O , Cu_2O_3 , CuO , Cu_3O , और CuO_2 , पर इनमें क्यूप्रस ऑक्साइड, Cu_2O , और क्यूप्रिक ऑक्साइड, CuO , ये दो अधिक प्रसिद्ध हैं।

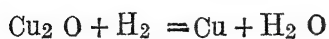
क्यूप्रस ऑक्साइड, Cu_2O —(१) क्यूप्रिक ऑक्साइड को ताँबे के साथ गरम करने पर यह बनता है—



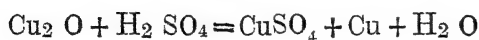
(२) ताँबे को हवा में गरम करने पर भी यह बनता है।

(३) प्रयोगशाला में यह क्यूप्रिक लवण के विलयन को चार की विद्यमानता में ग्लूकोज़ के साथ गरम करके भी यह लाल या नारंगी अवक्षेप के रूप में प्राप्त होता है। बहुधा इस काम के लिये फेहलिंग विलयन (Fehling's Solution) काम में लाते हैं जिसमें १० ग्राम कॉपर सल्फेट, १५ ग्राम रोशील लवण (Rochelle salt) अर्थात् सोडियम पोटैसियम टारट्रेट और १५ ग्राम कास्टिक सोडा और लगभग 100 c.c. पानी होता है। बहुधा हमारे देश में यह विलयन दो भिन्न भिन्न बोतलों में बना कर रखते हैं—एक में कॉपर सल्फेट (२-३ बूँद गंधक के तेज़ाब की डाल कर) का विलयन और दूसरी में कास्टिक सोडा और रोशील लवण का विलयन। जब प्रयोग करना हो तो दोनों की बराबर बराबर मात्रा लेकर मिला लेते हैं। चटक नीले विलयन को यदि ग्लूकोज़ के विलयन के साथ गरम करें, तो क्यूप्रस ऑक्साइड का लाल अवक्षेप मिलेगा।

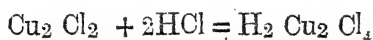
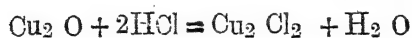
यह ऑक्साइड लाल और पीला दोनों प्रकार का होता है। इसका रंग कणों के आकार पर निर्भर है। यह पानी में अविलेय है। हवा में गरम किये जाने पर कुछ क्यूप्रिक ऑक्साइड में परिणत हो जाता है। यदि हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करें तो ताँबा बनेगा—



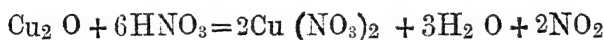
अम्लों के साथ गरम करने पर यह क्यूप्रस लवण तो नहीं, प्रत्युत क्यूप्रिक लवण और ताँबा देता है। यह इसकी विशेषता है।



पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ क्यूप्रस क्लोराइड ही बनता है जो अम्ल के आधिक्य में क्लोरोक्यूप्रस एसिड, $\text{H}_2\text{Cu}_2\text{Cl}_4$, देता है—



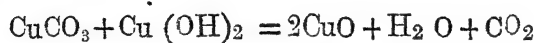
नाइट्रिक एसिड के साथ विस्फोट के साथ प्रतिक्रिया होती है और क्यूप्रिक नाइट्रेट और नाइट्रोजन के ऑक्साइड निकलते हैं—



अमोनियम हाइड्रैक्साइड के साथ यह निम्न संकीर्ण यौगिक देता है—



क्यूप्रिक ऑक्साइड CuO (ताँबे का काला ऑक्साइड)—व्यापार में यह मैलेकाइट को गरम करके तैयार किया जाता है। यह खनिज भास्मिक कॉपर कार्बोनेट है—

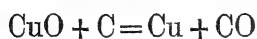


यह कॉपर नाइट्रेट को भी गरम करके बनाया जा सकता है। प्रयोगशाला में कॉपर सल्फेट और कॉस्टिक सोडा के विलयनों को मिला कर कॉपर हाइड्रैक्साइड का अवक्षेप प्राप्त करते हैं, और फिर इसे गरम करके कॉपर ऑक्साइड में परिणत कर लेते हैं।

क्यूप्रिक ऑक्साइड काला अविलेय, पर जलग्राही, चूर्ण है। यदि 1000° के ऊपर तापक्रम पर गरम करें, तो क्यूप्रस ऑक्साइड मिलेगा।

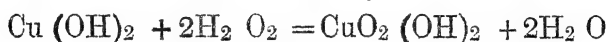
इसमें भारिमक ऑक्साइड के सामान्य गुण होते हैं और ऐसिडों के संसर्ग से यह क्यूप्रिक लवण देता है।

यदि कार्बन के साथ गरम किया जाय, अथवा यदि इसे हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करें तो यह ताँवा देगा—

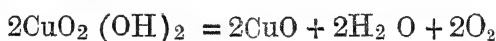


काँचों को नीला या हरा बनाने के लिये इसका प्रयोग होता है।

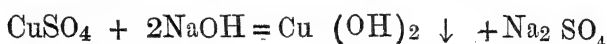
ताम्र परौक्साइड, $\text{CuO}_2 (\text{OH})_2$ —यदि क्यूप्रिक हाइड्रौक्साइड को 0° पर पानी में छितराया जाय, और विलयन को शिथिल रक्खा जाय, तो हाइड्रोजन परौक्साइड का योग करने पर क्यूप्रिक परौक्साइड मिलेगा—



यह पीला-भूरा पदार्थ है, और 100° तक गरम करने पर शीघ्र विभाजित हो जाता है—



ताँवे के हाइड्रौक्साइड—ताँवे का क्यूप्रस हाइड्रौक्साइड तो ज्ञात नहीं है। क्यूप्रिक हाइड्रौक्साइड कास्टिक सोडा और कॉपर सल्फेट के विलयनों के योग से नीले अवक्षेप के रूप में ठंडे तापक्रम पर बनता है—

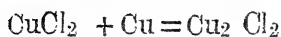


यह यदि 100° तक गरम किया जाय तो काला सजल ऑक्साइड, $4\text{CuO} \cdot \text{H}_2 \text{O}$, बनता है। और अधिक गरम करने पर क्यूप्रिक ऑक्साइड बन जाता है। क्यूप्रिक हाइड्रौक्साइड अम्लों में घुल कर क्यूप्रिक लवण देता है।

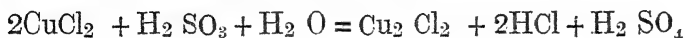
कॉपर लवणों में यदि अमोनिया विलयन डालें तो हाइड्रौक्साइड का अवक्षेप फिर घुल कर चटक नीला विलयन देता है, जिसमें क्यूप्रामोनियम हाइड्रौक्साइड, $\text{Cu} (\text{NH}_3)_4 (\text{OH})_2$, होता है।

क्यूप्रस लवण

क्यूप्रस क्लोराइड, $\text{Cu}_2 \text{Cl}_2$ —यह क्यूप्रस लवणों में सब से अधिक महत्व का है। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में क्यूप्रिक क्लोराइड घोल कर ताँबे के छीलन के साथ यदि गरम करें तो इसका सफेद अवक्षेप आवेगा—

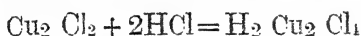


क्यूप्रिक क्लोराइड को जस्ते की महीन रज (zinc dust) के साथ अथवा गन्धक द्वि-ऑक्साइड के साथ गरम करने पर भी यह बनता है—

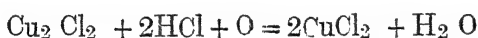


इसके बनाने की एक अच्छी विधि यह भी है कि सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में ताँबा और कुछ मरिभ पोटेसियम क्लोरेट के डाल कर गरम करो और फिर विलयन को पानी में उँडेलो। क्यूप्रस क्लोराइड का सफेद अवक्षेप मिलेगा।

क्यूप्रस क्लोराइड पानी में अविलेय सफेद पदार्थ है। हाइड्रोक्लोरिक एसिड के आधिक्य में घुलकर यह हाइड्रोक्लोरो-क्यूप्रस एसिड देता है—

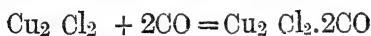


उपचायक पदार्थों के योग से यह क्यूप्रिक लवण में परिणत हो जाता है—

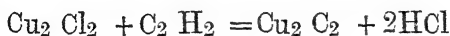


हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल कर क्यूप्रस क्लोराइड कार्बन एक्वाइड के साथ एक योगजात यौगिक बनाता है। यह विलयन गरम किये जाने पर कार्बन एक्वाइड फिर दे डालता है। इस गुण के कारण क्यूप्रस क्लोराइड का उपयोग कार्बन एक्वाइड के शोषण के लिये अनेक प्रयोगों में किया जाता है।

क्यूप्रस क्लोराइड और अमोनिया का विलयन भी कार्बन एक्वाइड और एसिटिलोन गैसों का शोषण करता है—

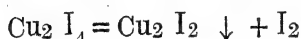
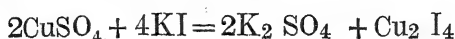


एसिटिलीन के साथ ताम्र एसिटिलाइड बनता है जो लाल विस्फोटक पदार्थ है—

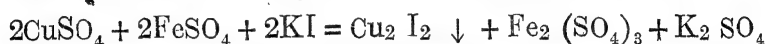


क्यूप्रस क्लोराइड तारों के साथ क्यूप्रस ऑक्साइड का पीला अवक्षेप देता है। यह उबाले जाने पर लाल हो जाता है। हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ यह क्यूप्रस सल्फाइड, $\text{Cu}_2 \text{S}$, देता है जो काला पदार्थ है।

क्यूप्रस आयोडाइड, $\text{Cu}_2 \text{I}_2$ —ताम्र सल्फेट के विलयन में पोटैसियम आयोडाइड का विलयन डालने पर क्यूप्रिक आयोडाइड नहीं बनता, यह शीघ्र ही विभाजित होकर क्यूप्रस आयोडाइड का सफेद अवक्षेप देता है, और आयोडीन निकलता है—

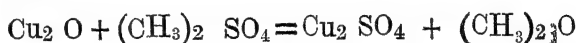


यदि फेरस सल्फेट की उपस्थिति में प्रतिक्रिया की जाय तो आयोडीन नहीं निकल्लेगा और केवल क्यूप्रस आयोडाइड का अवक्षेप आवेगा—



क्यूप्रस सल्फाइड, $\text{Cu}_2 \text{S}$ —यदि ताँबे और गन्धक के मिश्रण को शून्य भट्टी में गरम करें तो क्यूप्रस और क्यूप्रिक दोनों सल्फाइडों का मिश्रण मिलेगा। क्यूप्रस क्लोराइड और हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से भी यह बनता है। कॉपर सल्फेट के विलयन को सोडियम थायोसल्फेट के विलयन के साथ गरम करने पर भी यह बनता है।

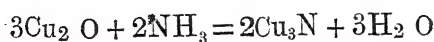
क्यूप्रस सल्फेट, $\text{Cu}_2 \text{SO}_4$ —यह पानी की अनुपस्थिति में ही बनता है। क्यूप्रस ऑक्साइड के चूर्ण को द्विमेथिल सल्फेट के साथ 160° पर गरम करते हैं—



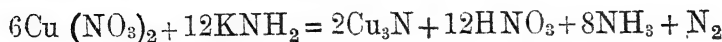
इसे ईथर से धोना चाहिये क्योंकि पानी से यह विभाजित हो जाता है, और क्यूप्रिक सल्फेट देता है। यह धूसर श्वेत रंग का चूर्ण पदार्थ है।

क्यूप्रस सल्फाइड, $\text{Cu}_2 \text{SO}_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}$ —यह गरम क्यूप्रस ऐसीटेट विलयन में गन्धक द्वि-ऑक्साइड प्रवाहित करने पर बनता है। यह स्वयं तो कम स्थायी है पर इसके द्विगुण लवण जैसे अमोनियम क्यूप्रस सल्फाइड, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_3 \cdot 2\text{Cu}_2 \text{SO}_3$ अधिक स्थायी हैं। यह द्विगुण लवण गरम किये जाने पर लाल क्यूप्रो-क्यूप्रिक सल्फाइड देता है जो $\text{Cu}_2 \text{SO}_3 \cdot \text{CuSO}_3 \cdot 2\text{H}_2 \text{O}$ है।

क्यूप्रस नाइट्राइड, $\text{Cu}_3 \text{N}$ —अवक्षिप्त क्यूप्रस ऑक्साइड को अमोनिया के साथ गरम करने पर गाढ़े हरे रंग का चूर्ण मिलता है जो क्यूप्रस नाइट्राइड है—



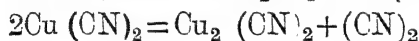
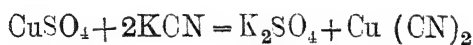
द्रव अमोनिया में क्यूप्रिक नाइट्रेट और पोटेसैमाइड, KNH_2 , का योग करने पर जो हरा अवक्षेप आता है वह भी यही है—



क्यूप्रस नाइट्राइट—यह पदार्थ ज्ञात नहीं है पर नाइट्रोजन परोक्साइड और ताँबे के योग से एक पदार्थ नाइट्रोकॉपर, Cu_2NO_2 , बनता है जिसका सूत्र वही है जो क्यूप्रस नाइट्राइट का।

क्यूप्रस नाइट्रेट भी अज्ञात है।

क्यूप्रस सायनाइड, $\text{Cu}_2(\text{CN})_2$ —यदि तृतीये के विलयन में पोटेसियम सायनाइड का विलयन छोड़ा जाय तो क्यूप्रिक सायनाइड का लाल अवक्षेप मिलेगा। पर उबालने पर यह अवक्षेप विभाजित हो जाता है और सायनोजन गैस निकलती ही है। प्रतिक्रिया में क्यूप्रस सायनाइड बनता है। यह प्रतिक्रिया क्यूप्रस आयोडाइड वाली प्रतिक्रिया के समान है—

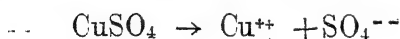


क्यूप्रस क्लोरोइड और पोटेसियम सायनाइड के योग से भी यह बनता है। कॉपर ऐसीटेट को बन्द नली में अमोनिया के साथ गरम करने पर क्यूप्रस सायनाइड बनता है। पोटेसियम सायनाइड के आधिक्य से यह संकीर्ण सायनाइड बनाता है—



क्यूप्रिक लवण

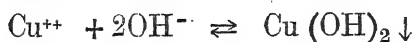
क्यूप्रिक आयन—अधिकांश क्यूप्रिक लवण पानी में विलेय हैं, और घुलने पर यह क्यूप्रिक आयन, Cu^{++} , देते हैं—



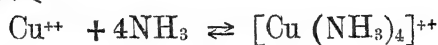
अतः सभी क्यूप्रिक लवणों के विलयन के गुण वस्तुतः इस क्यूप्रिक आयन के गुण हैं। यह आयन नीले रंग की होती है। पारा, सोना, चाँदी और प्लैटिनम धातुओं को छोड़ कर शेष सब धातुओं से अपचित होकर यह आयन ताँबा देती है—



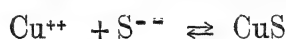
क्षारों के योग से यह पीत-नील रंग का क्यूप्रिक हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप देती है—



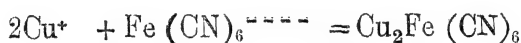
अमोनिया के साथ यह पहले तो क्यूप्रिक हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप देती है, पर बाद को अमोनिया के आधिक्य में घुलकर क्यूप्रामोनियम आयन देती है—



हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ वह क्यूप्रिक सल्फाइड का अवक्षेप देगी—



फेरोसायनाइडों के साथ क्यूप्रिक लवण चोकोलेट रंग के भूरे श्लेष (कोलॉयड) विलयन काँपर फेरोसायनाइड, $\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$, के देते हैं—

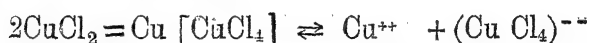


ये गुण सामान्यतः सभी क्यूप्रिक लवणों के हैं।

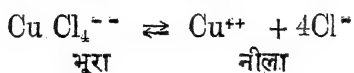
क्यूप्रिक क्लोराइड, CuCl_2 — हाइड्रोक्लोरिक एसिड और क्यूप्रिक आक्साइड के योग से यह बनता है। ताँबे को क्लोरिन के आधिक्य में जलाने पर भी बनता है। विलयन को सुखाने पर $\text{CuCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ के हरे मणिभ मिलते हैं। निर्जल लवण भूरे रंग का होता है। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में भी इसका रंग भूरा होता है। यह भूरा रंग CuCl_4^{--} आयन के लवण है—



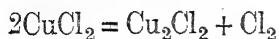
इस भूरे रंग के आधार पर हम यह कह सकते हैं कि निर्जल क्यूप्रिक क्लोराइड स्वयं-संकीर्ण यौगिक है—



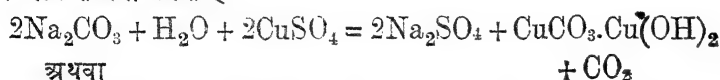
सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुले क्यूप्रिक क्लोराइड के भूरे विलयन को, यदि पानी से हल्का किया जाय तो पहले तो हरा रंग आयेगा और फिर यह रंग नीला पड़ जायगा जो क्यूप्रिक आयन का रंग है—



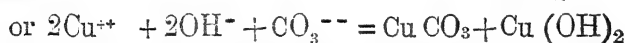
क्यूप्रिक क्लोराइड को रक्त तप्त करने पर क्यूप्रस क्लोराइड बनता है और क्लोरीन गैस निकल जाती है—



कॉपर कार्बोनेट, CuCO_3 —प्रकृति में और वैसे भी सामान्य कॉपर कार्बोनेट तो नहीं मिलता पर इसके भास्मिक लवण, $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$, कई जगह हैं। प्राकृतिक खनिज मैलेकाइट का उल्लेख पहले किया जा चुका है। प्रयोग शाला में हम इसे कॉपर सल्फेट और सोडियम कार्बोनेट के योग से बना सकते हैं—

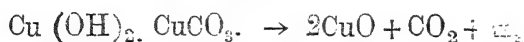


अथवा

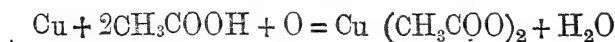


व्यापार में इस प्रकार बनाये हुये कार्बोनेट को वर्डिटर (Verditer) कहते हैं। (वर्डिग्रिस दूसरी चीज़ भास्मिक ऐसीटेट है)।

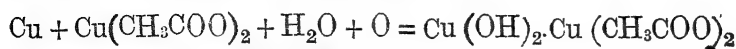
यह कार्बोनेट साधारण गरम किये जाने पर ही विभाजित होता है और क्यूप्रिक ऑक्साइड बन जाता है—



ताम्र ऐसीटेट—ताँबे का सामान्य ऐसीटेट, $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, चटक नील-हरित रंग का होता है। वर्डिग्रिस जिसका उपयोग हरे रंग के लिये किया जाता है, भास्मिक ऐसीटेट होता है— $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ । मिट्टी के बर्तनों में क्रमशः ताँबे और अंगूर के छिलकों को (जिसमें से सुरा तैयार करने के लिये रस निचोड़ लिया गया होता है) बिछाते हैं, इन छिलकों के किण्ववाणु खमीर उत्पन्न करते हैं; जो शराब बनती है वही आगे चल कर फिर सिरका बन जाती है। इस सिरके का हवा की विद्यमानता में ताँबे पर असर होता है और भास्मिक ऐसीटेट बन जाता है—



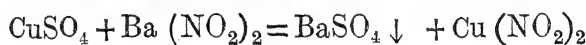
ताँबे के इन पत्रों को निकाल कर गठिया लेते हैं, और फिर हवा में खुला छोड़ देते हैं, बीच बीच में खट्टी को हुई शराब छिड़क दिया करते हैं। ऐसा करने पर प्रतिक्रिया इस प्रकार होती है—



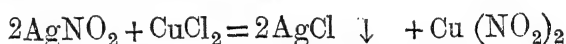
यही भास्मिक ताम्र ऐसीटेट है।

क्यूप्रिक नाइट्रेट, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ —यदि ताँबे को या इसके ऑक्साइड को नाइट्रिक एसिड के हलके विलयन में घोला जाय और विलयन को सुखाया जाय तो क्यूप्रिक नाइट्रेट के चटक नीले मणिम मिलेंगे। यह पानी में विलेय जलग्राही पदार्थ है। इसमें साधारण नाइट्रेटों के गुण होते हैं। गरम किये जाने पर इसके विलयन ऑक्साइड में परिणत हो जाते हैं।

क्यूप्रिक नाइट्राइट, $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$ —कॉपर सल्फेट विलयन में यदि बेरियम नाइट्राइट का विलयन छोड़ा जाय तो बेरियम सल्फेट का अवक्षेप आवेगा और विलयन में क्यूप्रिक नाइट्राइट होगा—



इसी प्रकार क्यूप्रिक क्लोराइड के विलयन में सिलवर नाइट्राइट की प्रतिक्रिया करने से भी यह मिल सकता है—

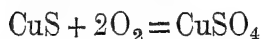
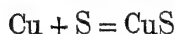


यह अस्थायी पदार्थ है और केवल विलयन में ही पाया जाता है।

क्यूप्रिक सायनाइड, $\text{Cu}(\text{CN})_2$ —इस अस्थायी पदार्थ का उल्लेख क्यूप्रस सायनाइड के साथ किया जा चुका है।

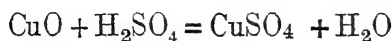
क्यूप्रिक सल्फाइड, CuS —तूतिये पर हाइड्रोजन सल्फाइड की प्रतिक्रिया से यह बनता है। यह पानी में और अम्लों में नहीं घुलता पर नाइट्रिक एसिड में गरम करने पर घुल जाता है। पीले अमोनिधम सल्फाइड में भी नहीं घुलता।

क्यूप्रिक सल्फेट या तूतिया, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (नीला थोथा) — ताँबे का यह सब से अधिक प्रसिद्ध लवण है। ताँबे के छीजनो को क्षेपक भट्टी में गन्धक के साथ गरम के करके बड़ी मात्रा में तैयार किया जाता है। पहले तो प्रतिक्रिया में सल्फाइड बनता है, जो हवा के आधिक्य में फिर गरम किये जाने पर सल्फेट में परिणत हो जाता है—



इस प्रकार जो अशुद्ध सल्फेट मिला उसे हलके सल्फ्यूरिक एसिड में घोलते हैं। इस विलयन का मणिमीकरण करने से तूतिये के नीले मणिम प्रति हो जाते हैं।

शुद्ध क्यूप्रिक ऑक्साइड को गन्धक के तेजाब में घोल कर भी शुद्ध तृतिया बनाया जा सकता है।



तृतिये के मणिमों में पानी के ५ अणु होते हैं— $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ये मणिम विषमनतत्रयात्त समूह (triclinic) के हैं। 10° पर १०० ग्राम पानी में ३६.६ ग्राम और 100° पर २०.३ ग्राम घुलते हैं।

कॉपर सल्फेट कई हाइड्रेट बनाता है। जैसे सप्तहाइड्रेट $\text{CuSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, जो फेरस सल्फेट का समरूपी है। इसे ब्यूाइट कहते हैं। $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ के मणिम गरम किये जाने पर त्रि-हाइड्रेट, $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, में परिणत होते हैं और फिर एक-हाइड्रेट, $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, में। पानी का अन्तिम अणु 200° पर अलग होता है।

निर्जल तृतिया सफेद रंग का होता है। यह शीघ्र पानी सोख कर फिर नीले पंचहाइड्रेट में परिणत हो जाता है। पानी के साथ इस प्रतिक्रिया के समय गरमी पैदा होती है।

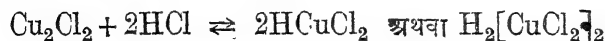
380° तक गरम किये जाने पर, कॉपर सल्फेट भास्मिक सल्फेट में परिणत हो जाता है और अधिक गरम होने पर क्यूप्रिक ऑक्साइड देता है।

तृतिये का व्यवहार अनेक कामों में होता है। चूने में मिला कर दीवारों पर पोता जाता है क्योंकि यह कीटाणुनाशक है। चूने और इसका मिश्रण ११ : १६ के अनुपात में मिला कर पानी में घोल कर खेतों या बाग बगीचों के पौधों पर छोड़ने के काम आता है। इसे बोर्डो मिश्रण (Bordeaux mixture) कहते हैं। रंगाई में और विद्युत् बिच्छेदन द्वारा ताम्रपट्टन में इसका प्रयोग होता है।

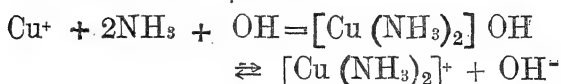
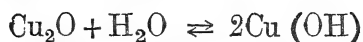
ताँबे के संकीर्ण यौगिक

ताँबे के अनेक संकीर्ण यौगिक ज्ञात हैं। कुछ तो क्यूप्रस लवणों की श्रेणी के बनते हैं, और कुछ क्यूप्रिक लवणों की श्रेणी के।

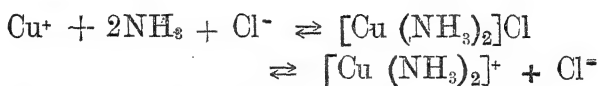
क्यूप्रस आयन वाले संकीर्ण यौगिक—(१) क्यूप्रस क्लोराइड या ऑक्साइड सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल कर हाइड्रोक््यूप्रोक्लोरिक एसिड, HCuCl_2 , देता है—



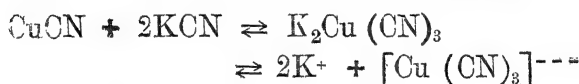
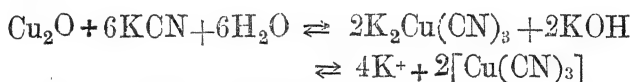
(२) यदि क्यूप्रस ऑक्साइड को अमोनियम हाइड्रॉक्साइड द्वारा प्रतिकृत किया जाय तो ऐसा संकीर्ण यौगिक बनता है जिसमें ताँबा धन आयन (ऐनियन) में होता है—



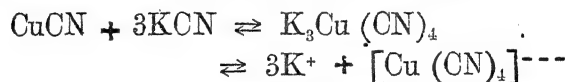
यदि क्यूप्रस क्लोराइड और अमोनिया का योग किया जाय तो क्यूप्रो-ऐमिनक्लोराइड बनेगा जो कि उपर्युक्त क्यूप्रो-ऐमिन हाइड्रॉक्साइड का क्लोराइड लक्षण है—



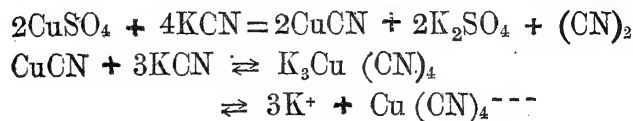
(३) पोटैसियम सायनाइड के साथ क्यूप्रस ऑक्साइड और क्यूप्रस लवण पोटैसियम क्यूप्रोसायनाइड देते हैं। इनमें भी ताँबा ऋण आयन का अंग होता है।



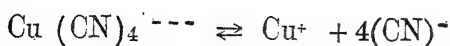
कभी कभी यह यौगिक $\text{K}_3\text{Cu}(\text{CN})_4$ भी बनता है—



तृतीया अर्थात् क्यूप्रिक सलफेट में पोटैसियम सायनाइड मिलाया जाय तब भी पोटैसियम क्यूप्रोसायनाइड ही बनेगा क्योंकि क्यूप्रिक सायनाइड तत्काल विभाजित होकर क्यूप्रस सायनाइड ही देता है—

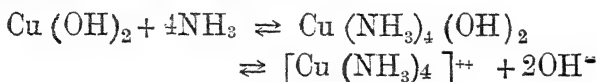


क्यूप्रोसायनाइड आयन, $\text{Cu}(\text{CN})_4^{--}$ का दूसरा विघटन-स्थिरांक बहुत कम है—

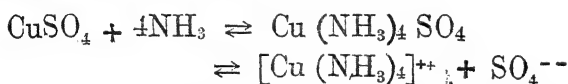


अतः इसके विलयन में क्यूप्रस आयन लगभग नहीं के बराबर ही होते हैं। इसी लिये द्वितीय समूह में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड डालने पर कॉपर सल्फ़ाइड का अवक्षेप नहीं आता (देखो कॉपर और कैडमियम का पृथक्करण)।

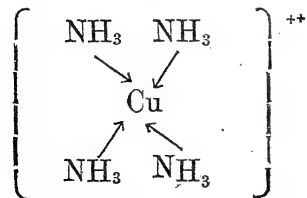
क्यूप्रिक आयन वाले संकीर्ण यौगिक—अमोनियम हाइड्रैक्साइड विलयन में यदि क्यूप्रिक हाइड्रैक्साइड घोला जाय तो नीला चटक रंग क्यूप्रि-अमोनियम हाइड्रैक्साइड का आवेगा—



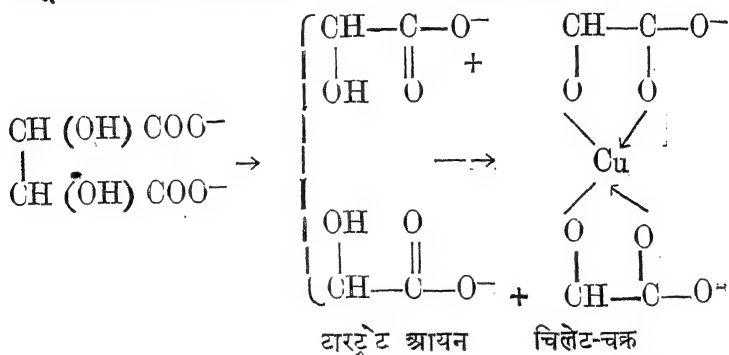
पर यदि ताम्र सल्फेट के विलयन में अमोनिया का विलयन छोड़ें तो पहले तो क्यूप्रिक हाइड्रैक्साइड का अवक्षेप आता है पर यह शीघ्र ही अमोनिया के आधिक्य में घुल जाता है। इस प्रकार जो चटक नीला विलयन आता है, उसके ऊपर सावधानी से एक सतह एल्कोहल की बना दी जाय, और त्वचा (कार्ड) लगा कर विलयन का उड़ना बन्द कर दिया जाय तो कुछ समय में समचातुर्भुजिक (rhombic) मणिम क्यूप्रि-एमिन सल्फेट के प्राप्त होंगे—



इसी प्रकार यदि क्यूप्रिक क्लोराइड के गरम विलयन को अमोनिया गैस द्वारा संतृप्त किया जाय तो क्यूप्रि-एमिन क्लोराइड, $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2$, के मणिम मिलेंगे। क्यूप्रि-एमिन आयन की रचना इस प्रकार है—



(२) ताम्र सल्फेट कास्टिक सोडा के साथ हाइड्रोक्साइड का अवक्षेप देता है पर यदि इसमें रोशील लवण (सोडियम पोटेसियम टारट्रेट) का विलयन मिला दिया जाय तो चटक नीले रंग का विलयन मिलता है। ऐसा मालूम होता है कि चिलेट-चक्र (chelate ring) बना है।



चाँदी या रजत, Ag

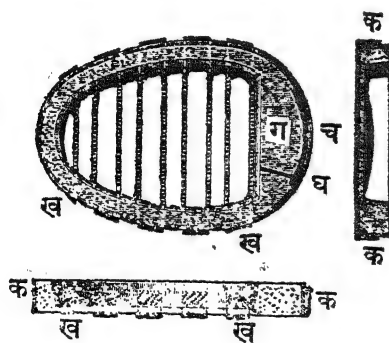
(सिलवर, आर्जेंटम)

चाँदी हमारी अति परिचित मूल्यवान धातुओं में से है जिसका व्यवहार सिकों एवं आभूषणों में किया जाता है। चाँदी के पत्र लगी हुई मिठाइयाँ या पान भी देखने में मोहक प्रतीत होते हैं। चाँदी प्रकृति में या तो मुक्त अवस्था में मिलती है अथवा सल्फाइड या क्लोराइड के रूप में। आर्जेंटाइट (argentite) अथवा जिसे सिलवर ग्लान्स (silver glance) भी कहते हैं Ag_2S है, और सिलवर कॉपर ग्लान्स में यह $(\text{Ag}, \text{Cu})_2\text{S}$ है। हॉर्न सिलवर (horn silver) Ag Cl है।

धातु कर्म—चाँदी प्राप्त करने की चार मुख्य विधियाँ हैं—(१) खर्पर विधि (cupellation process) जिसमें धातु को सीसे के साथ संकरित किया जाता है और फिर ऑक्सीकरण द्वारा सीसा पृथक् कर देते हैं। (२) रजत संरस विधि—जिसमें चाँदी को रस अर्थात् पारे के साथ मिला कर संरस (एमलगम) बनाते हैं। संरस को पृथक् करके पारा उड़ा दिया जाता है और चाँदी रह जाती है। (३) चाँदी को सीसे के साथ संकरित करते हैं और फिर सीसे को गले हुये जस्ते में घुला कर पृथक् कर देते हैं। (४) चाँदी के लवण पोटेसियम या सोडियम सायनाइड के साथ संकीर्ण यौगिक देते हैं। इन विलेय यौगिकों के विलयन में यदि जस्ता डाल दिया जाय तो चाँदी पृथक् हो जाती है।

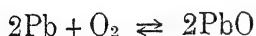
ताँबे का उल्लेख करते हुये ऐनोड-पंक (anode mud) की ओर संकेत किया गया था । इस पंक में काफ़ी चाँदी होती है । कई कारखानों में इसी से चाँदी निकाली जाती है ।

खर्पर विधि (Cupellation process)—इस विधि में चाँदी के अयस्क़ों को सीसे के अयस्क़ों के साथ गलाते हैं । ऐसा करने पर चाँदी और सीसे की मिश्रधातु बन जाती है । इस मिश्रधातु में से चाँदी प्राप्त करने के लिये खर्पर विधि का प्रयोग करते हैं । इस विधि को खर्पर विधि इसलिये कहते हैं क्योंकि इसमें लोहे के ढाँचे के बने हुये एक खर्पर (खप्पर, cupel) का प्रयोग किया जाता है । इस ढाँचे में हड्डी की राख, बेराइटोज़ या सीमेंट भरी होती है । खर्पर विधियाँ दो हैं, जर्मन और अंग्रेज़ी, दोनों में ही सीसे का उपचयन हो जाता है (लिथार्ज या लेड ऑक्साइड बन जाता है), पर चाँदी धातु-अवस्था में ही बनी रहती है ।



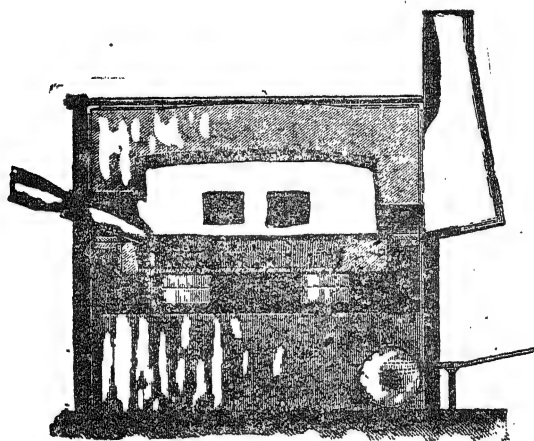
चित्र ६०—खर्पर (cupel)

(क) अंग्रेज़ी विधि—इसमें खर्पर चलता-फिरता होता है । सीसा थोड़ी थोड़ी देर बाद भट्ठी में छोड़ा जाता है । इस भट्ठी में इसका विधान भी होता है कि जो लेड-ऑक्साइड बने उसे हवा के झोंके से बाहर निकाल दिया जाय । मिश्रधातु (धातु संकर) के ऊपरी पृष्ठ तक भट्ठी की ज्वालायें आती रहती हैं और हवा के प्रवाह से उपचयन पूरा किया जाता है ।



जो कुछ गला हुआ लेड ऑक्साइड बचा उस का शोषण खर्पर की हड्डी की राख द्वारा भी हो जाता है, और चाँदी ऊपर रह जाती है ।

(२) जर्मन विधि—इस विधि में जिस खर्पर का उपयोग होता है वह चूने के पत्थर (६५%), मिट्टी (३०%) और ५% मेगनीशियम कार्बोनेट और लोहे के ऑक्साइड की बनी होती है। पूरी प्रक्रिया एक बार में हो जाती है (अर्थात् बार बार सीसा नहीं छोड़ना पड़ता)। जितना सीसा आवश्यक हो, एक बार ही मिश्रधातु में मिला कर खर्पर पर रख दिया जाता है। सावधानी से विशेष भट्टी में इसे तपाते हैं। जो लेड-ऑक्साइड बनता है वह एक ओर को बहा लिया जाता है। इसके नीचे शुद्ध चमचमाती चाँदी निकल आती है।



चित्र ६१—चाँदी के लिए खर्पर-भ्राष्ट्र

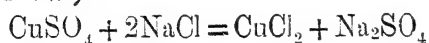
संरस विधि (Amalgamation process)—दो विधियाँ इस सम्बन्ध में महत्व की हैं। एक का नाम मैक्सिकन विधि है और दूसरी का अमरीकन विधि। पारे में चाँदी और सोना दोनों धातुयें घुल जाती हैं, और इस प्रकार पारे के योग से जो पदार्थ बनते हैं उन्हें संरस कहते हैं।

(क) मैक्सिकन विधि—अयस्क को घोड़ों से चलने वाली चकियों में महीन पीसा जाता है, और फिर पानी मिला कर इसका गारा सानते हैं। फिर इसमें थोड़ा सा नमक मिलाते हैं और दिन भर पड़ा रहने देते हैं। अब इसमें पारा छोड़ा जाता है। फिर जारित लोहे और ताँबे के मात्त्रिकों के मिश्रण को (जिसे मेजिस्ट्रल, magistral कहते हैं) ढेर के ऊपर छितरा देते हैं, और फिर खिचरों से खुंदवाते हैं। ३० दिन तक फिर इस

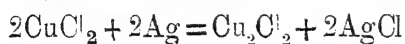
अवस्था में छोड़ रखते हैं। इतने समय में संरस तैयार हो जाता है। इसे कैनवस के थैलों में निचोड़ कर छानते हैं। ऐसा करने पर पारे का आधिक्य अलग हो जाता है। संरस का फिर भभकों में खणन करते हैं। पारा उड़ कर एक ओर चला जाता है, और भभके में चाँदी रह जाता है। इसी पारे को फिर काम में लाते हैं।

इस विधि की प्रतिक्रियायें समझना कठिन है। कुछ प्रतिक्रियायें इस प्रकार हैं—

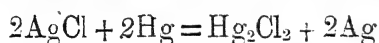
(१) सोडियम क्लोराइड और तूतिये के योग से (जो ताम्र माक्षिक के जारण से बना)—



(२) क्यूप्रिक क्लोराइड और चाँदी के योग से—



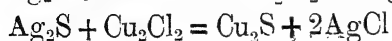
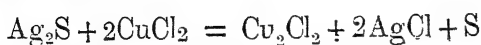
(३) सिलवर क्लोराइड फिर पारे से योग करके—



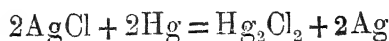
यह चाँदी पारे के आधिक्य में धुल कर संरस बनाती है।

(ख) अमरीकन विधि—इस विधि का प्रयोग उन खनिजों या अयस्कों के लिये होता है जिनमें चाँदी बहुत कम हो। अयस्क को महीन चूर्ण कर लिया जाता है, फिर इसमें पानी और पारा मिला कर ढलवाँ लोहे के कड़ाहों में इसे पीसते हैं। थोड़ा सा नमक और तूतिया भी मिला दिया जाता है। इस प्रकार बने संरस को ढोते हैं, और कैनवस के थैलों में निचोड़ते हैं। बाद को संरस को लोहे के भभकों में रखकर खणित करते हैं। पारा उड़ जाता है और भभके में चाँदी रह जाती है।

रासायनिक प्रतिक्रियायें इस प्रकार समझी जा सकती हैं—मान लीजिए कि हमारा अयस्क सिलवर ग्लास (Ag_2S) है। पहले तो मेजिस्ट्रल अर्थात् ताँबे और लोहे के सलफेटों का मिश्रण नमक के साथ प्रतिक्रिया करके ताँबे और लोहे के क्लोराइड देगा। यह क्यूप्रिक क्लोराइड अयस्क से इस प्रकार प्रतिक्रिया करेगा—



सिल्वर क्लोराइड नमक (NaCl) विलयन में घुला रहता है। अब पारे की इस पर निम्न प्रकार प्रतिक्रिया होती है—



यह चाँदी पारे के साथ संरस बनाती है।

पार्क्स-विधि (Parkes Process)—यह विधि इस सिद्धान्त पर निर्भर है कि पिघला जस्ता और पिघला सीसा आग में अमिश्र्य हैं, और चाँदी दोनों में ही घुलती है, पर जस्ते में कहीं अधिक घुलती है और सीसे में कम। अतः अयस्क को पहले तो सीसे के साथ संकरित करते हैं जैसा कि खर्पर विधि में था। अब इस मिश्र धातु को पिघला लेते हैं, और फिर इसमें जस्ता छोड़ते हैं। जस्ते में चाँदी अधिक घुलती है अतः यह सीसे में से निकल कर बहुत कुछ जस्ते वाली तह में आ जाती है। चाँदी और जस्ते की यह मिश्रधातु (संकर) सीसे की तह पर तैरने लगती है। छेददार झन्नियों द्वारा इस मिश्र धातु को अलग कर लेते हैं। इस मिश्रधातु (संकर) को यदि भभके में गरम किया जाय तो जस्ता (जो अधिक वाष्पशील है) उड़ कर अलग हो जाता है और चाँदी पीछे रह जाती है।

पैटिन्सन विधि—इस विधि से वस्तुतः चाँदी पृथक् तो नहीं की जाती, पर खानों में से निकले अयस्क में (जहाँ यह सीसे के साथ आर्जेण्टाफेरस लेड अयस्क से मिली होती है) इसकी सान्द्रता बढ़ायी जा सकती है। १ टन अयस्क में २५% प्रतिशत (५ हेंडरवेट) सीसा होता है, और आरंभ में इतने अयस्क में चाँदी केवल २० औंस (अर्थात् ०.२ प्रतिशत) होती है।

पैटिन्सन विधि में कला-नियम (phase rule) का उपयोग किया जाता है। चाँदी और सीसे की मिश्रधातु को गला लिया जाता है। और फिर गले हुये पदार्थ को धीरे धीरे ठंडा करते हैं। ऐसा करने पर पहले तो शुद्ध सीसे के मणिम पृथक् होते हैं जिन्हें अलग कर दिया जाता है। अब फिर गरम करके गलाते हैं, और फिर ठंडा करते हैं। अब कुछ और सीसा दूर हो जाता है। ऐसा कई बार करने पर बहुत सा सीसा दूर हो जाता है, और इस प्रकार मिश्रधातु में चाँदी की प्रतिशत मात्रा बढ़ जाती है। यह मात्रा तब तक ही बढ़ सकती है, जब तक सुद्राव या समावस्थी बिन्दु (eutectic point) न आ जाय। ऐसे बिन्दु के आने पर सीसा और

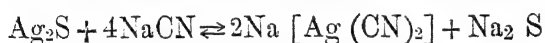
प्रथम समूह के तत्त्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना ३०७

चाँदी दोनों ही पृथक् होने लगते हैं और चाँदी की सान्द्रता आगे नहीं बढ़ायी जा सकती। यह समावस्थी बिन्दु 303° पर है जब कि चाँदी की मात्रा २% होती है। इस प्रकार इस विधि से लगभग $\frac{1}{2}$ भाग सीसा चाँदी में से अलग कर दिया जाता है।

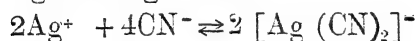
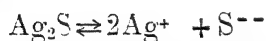
अब इस मिश्रधातु में से खर्पर विधि द्वारा चाँदी अलग कर ली जा सकती है।

सायनाइड विधि—इस विधि का उपयोग इस आधार पर है कि सिल्वर आयन सायनाइड आयन के साथ एक संकीर्ण विलेय आयन बनाता है। अतः चाँदी के यौगिक पोटैसियम या सोडियम सायनाइड के विलयन में घुल जाते हैं।

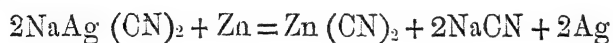
सिल्वर ग्लांस अयस्क, Ag_2S , को अच्छी तरह पीसा जाता है, और फिर कई घण्टे तक इसे सोडियम सायनाइड के विलयन के संसर्ग में छोड़ रखते हैं। जो सोडियम सलफाइड बनता है उसे हवा से उपचित करके सोडियम सलफेट बना देते हैं, और इसे अलग कर लिया जाता है। ऐसा होने का लाभ यह है कि इसके अलग होते ही और सिल्वर सलफाइड प्रतिक्रिया में भाग लेने लगता है (यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है)—



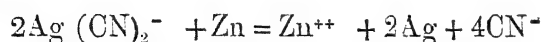
अथवा



सोडियम आर्जेंटी-सायनाइड के विलयन में, जो इस प्रकार प्राप्त होता है, जस्ते की रज या छीलन डाली जाती है। ऐसा करने पर चाँदी अवक्षिप्त हो जाती है—

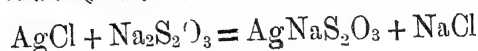


अथवा

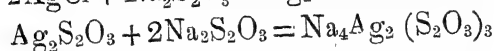
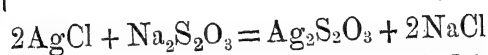


चाँदी के अवक्षेप को छान कर पोटैसियम नाइट्रेट के साथ गला लेते हैं। पोटैसियम नाइट्रेट जस्ता आदि की बची-खुची अशुद्धियों का उपचयन कर देता है।

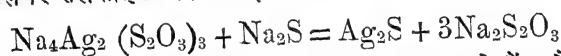
हाइपो विधि (पर्सीपेटेरा विधि)—Percy-Patera process)—
अथस्क का नमक के साथ जारण करते हैं। ऐसा करने पर सिलवर क्लोराइड
बनता है। सिलवर क्लोराइड हाइपो के विलयन में विलेय है—



अथवा



अब यदि इस द्विगुण लवण में सोडियम सल्फाइड का विलयन छोड़ा
जाय तो सिलवर सल्फाइड का अवक्षेप मिलेगा।



इस सल्फाइड को छान लेते हैं, फिर इसका जारण करते हैं और सीसा
मिला कर मिश्रधातु बना लेते हैं। फिर खर्पर विधि द्वारा इसमें से चाँदी
अलग की जा सकती है।

परमाणुभार—इसका परमाणु भार बड़ी सावधानी से रिचार्ड्स
(Richards) ने निकाला है। (१) सिलवर क्लोराइड की ज्ञात मात्रा
को गलाने पर कितनी चाँदी मिलती है, इसका पता चलाया गया। इस
काम के लिये कई बार सिलवर नाइट्रेट का मणिभीकरण किया गया और
इसे चूने पर गला कर हाइड्रोजन में गरम करके शुद्ध चाँदी प्राप्त की
गयी। नाइट्रिक एसिड को भी कई बार भभके द्वारा खवण करके शुद्ध
किया। अति शुद्ध नमक के प्रयोग से सिलवर क्लोराइड बनाया। (२) शुद्ध
अमोनियम क्लोराइड से कितना सिलवर क्लोराइड बनता है, यह भी पता
लगाया। (३) दिये हुए चाँदी के भार से कितना सिलवर नाइट्रेट बनता
है, यह भी मालूम किया। इस प्रकार

$$\frac{\text{AgCl}}{\text{Ag}} = \text{क}, \quad \frac{\text{NH}_4\text{Cl}}{\text{AgCl}} = \text{ख}, \quad \frac{\text{AgNO}_3}{\text{Ag}} = \text{ग}$$

यदि $\text{H} = १.००७६$, और $\text{N} = १४.००८$, तो इन निष्पत्तियों से
चाँदी और क्लोरीन दोनों का परमाणुभार निकाल सकते हैं—($0 = १६$)—

$$\text{यदि } \text{Ag} = \text{य}, \text{Cl} = \text{र}$$

$$\text{य} + \text{र} = \text{क य} \dots (१)$$

$$१४.००८ + ४.०३०४ + \text{र} = \text{ख} (\text{य} + \text{र}) \dots (२)$$

$$\text{य} + ६२.००८ = \text{ग य} \dots (३)$$

प्रथम समूह के तत्त्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना ३०६

इनमें से किन्हीं दो समीकरणों से य, और र का मान निकाला जा सकता है।

प्रयोग से यह देखा गया कि चाँदी का परमाणुभार 197.250 और क्लोरीन का 35.453 है।

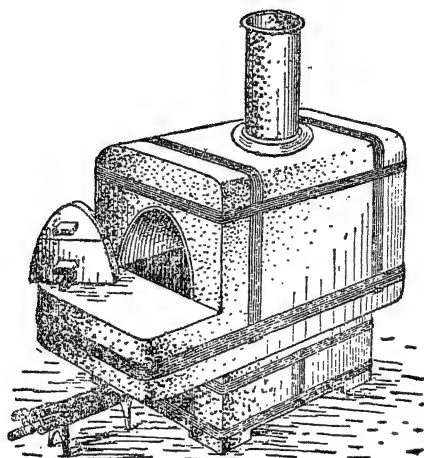
चाँदी के गुण—चाँदी की श्वेत मुन्दर धात्विक आभा होती है। इसमें बहुत दृढ़ता होती है। ताँबे के साथ मिल जाने पर यह दृढ़ता और बढ़ जाती है। यह घनवर्धनीय और तन्य है; इसीलिये आभूषणों के बनाने में इतना काम आती है। शुद्ध चाँदी कुछ अधिक नरम होती है, अतः बहुधा इसमें $7\frac{1}{2}\%$ ताँबा मिला रहता है। यह ताप और विद्युत् की सब से अच्छी चालक है। इसका द्रवणांक 1327° है, अर्थात् लगभग वही तापक्रम जिस सीमा तक बुन्सन बर्नर की सहायता से मूषायें गरम की जा सकती है।

सिक्के में चाँदी का अनुपात निकालना—सिक्के की मिश्रधातु का एक टुकड़ा लेकर तौलो। इसे अस्थि-भस्म (boneash) की बनी खर्परा पर रख कर शुद्ध सीसे के साथ मफेल (muffle) भ्राष्ट्र (चित्र ६२) में गरम करो। इस भ्राष्ट्र में अग्निजित् मिट्टी की बनी कन्दु (oven) बाहर से ज़ोरों से गरम की जाती है। मफेल का मुँह ढीला बन्द रहता है, जिससे हवा भीतर जावी रहे। प्रतिक्रिया में ताँबे का उपचयन हो जाता है। ताम्र ऑक्साइड सीस ऑक्साइड में घुल जाता है। ये दोनों खर्परा में शोषित हो जाते हैं, और चाँदी रह जाती है।

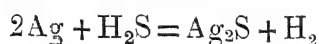
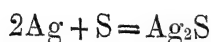
पिघली चाँदी अपने आयतन का २२ गुना आयतन ऑक्सीजन का अपने में धोल सकती है। पर ठोस पड़ने पर यह ऑक्सीजन सनसना कर फिर बाहर निकल आता है। ऐसा होने पर चाँदी का पृष्ठ विचित्र रूप का हो जाता है। इस दृश्य को चाँदी का थुक्कन “spitting” कहते हैं।

चाँदी धातु निष्क्रिय पदार्थों में से है। यह ऑक्सीजन से प्रतिक्रिया नहीं करती, क्लोरीन के योग से यह सिलवर क्लोराइड देती है, ब्रोमीन और आयोडीन का भी इस पर प्रभाव इसी प्रकार का होता है, परन्तु सापेक्षतः धीरे धीरे ब्रोमाइड और आयोडाइड बनते हैं। गन्धक और चाँदी के योग से सिलवर सल्फाइड, Ag_2S , बनता है। रबर के बड़े

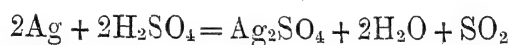
में चवन्नी, अठन्नी इसीलिये काली पड़ जाती हैं (रबर में गन्धक होता है) ।



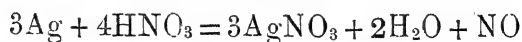
चित्र ६२—खर्पर विधि की मफेल भ्राष्ट्र



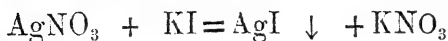
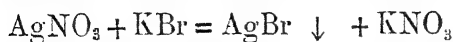
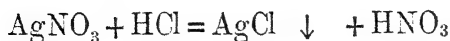
गन्धक के सान्द्र तेजाब और सभी सान्द्रता के शोरे के तेजाब को छोड़ कर और किसी अम्ल का चाँदी पर प्रभाव नहीं पड़ता । गन्धक के सान्द्र तेजाब के साथ गरम करने पर सिलवर सल्फेट बनता है—



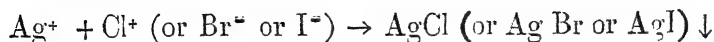
शोरे के तेजाब के साथ सिलवर नाइट्रेट—



विलयनों में सिलवर आयन सम्बन्धी प्रतिक्रियायें—(१) विलयनों में सभी सिलवर लवण क्लोराइड, ब्रोमाइड और आयोडाइडों के साथ सिलवर हैलाइडों के अवक्षेप देते हैं जो नाइट्रिक एसिड में विलेय नहीं हैं—



अथवा



अन्य अनेक ऐसिड आयनों के साथ भी सिलवर लवण अवक्षेप देते हैं पर वे अवक्षेप नाइट्रिक ऐसिड में विलेय हैं।

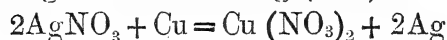
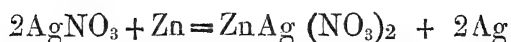
निम्न सिलवर लवण पानी में विलेय हैं—नाइट्रेट, सल्फेट, क्लोराइड क्लोरेट, परक्लोरेट, और परमैंगनेट।

शेष लवण पानी में अविलेय हैं। सिलवर नाइट्रेट और उन ऐसिडों के विलेय लवणों के संसर्ग से भिन्न भिन्न रंगों के अवक्षेप आते हैं जिनका विस्तार नीचे दिया जाता है—

श्वेत अवक्षेप	हलका पीला अवक्षेप	भूरा अवक्षेप
१. क्लोराइड	६. मेटा फॉस्फेट	ब्रोमाइड
२. सायनाइड	७. ऑक्जलेट	आर्सेनैट
३. थायोसायनेट	८. बोरेट	पीला अवक्षेप
४. फेरोसायनाइड	९. सल्फाइड	लाल अवक्षेप
५. पायरोफॉस्फेट	१०. थायोसल्फेट	१. आयोडाइड
		क्रोमेट
		२. फॉस्फेट
		काले अवक्षेप
		१. सल्फाइड
		२. हाइड्रॉक्साइड
		नारंगी अवक्षेप
		२. हाइड्रॉक्साइड
		फेरिसायनाइड
		और अपचायक
		रसों से

सिक्कों में चाँदी—बाज़ार में जो चाँदी मिलती है उसमें थोड़ा सा ताँबा अवश्य मिला होता है, क्योंकि शुद्ध चाँदी के सिक्के बहुत नरम होंगे और उनसे काम न चलेगा। पुराने सिक्कों में १००० भाग में ६०० भाग के लगभग चाँदी होती थी। पर अब तो बहुत कम होती है। टुकसालों में मफेल भट्टियों में सीसा के साथ चाँदी को गला कर पता लगाते हैं कि इसमें कितनी चाँदी है। ताँबे का उपचयन हो जाता है। ताम्र ऑक्साइड पिघले सीसे में घुल जाता है, और चाँदी रह जाती है।

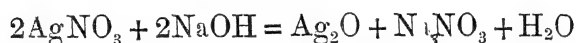
चाँदी के लवणों के विलयन में सोना या प्लैटिनम वर्ग के अतिरिक्त और चाहे, कोई भी धातु डाल दो, चाँदी अवक्षिप्त हो जायगी।



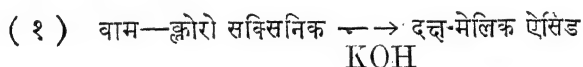
सिलवर आयन से धातु चाँदी अधिकांश सभी अपचायक रसों द्वारा मिल जाती है जैसे प्रकाश, स्वजात हाइड्रोजन, आर्तीनाइट, फेरस लवण, ग्लूकोज़ आदि।

चाँदी के लवण

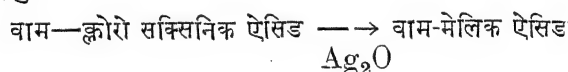
चाँदी का मुख्य ऑक्साइड Ag_2O है, पर एक परौक्साइड Ag_2O_2 भी पाया जाता है। सिलवर नाइट्रेट के विलयन में यदि कॉस्टिक सोडा का विलयन छोड़ा जाय तो सिलवर ऑक्साइड, Ag_2O , का अवक्षेप आवेगा क्योंकि सिलवर हाइड्रॉक्साइड स्थायी नहीं है।



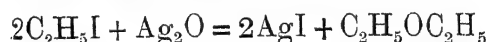
इसे छान कर 100° पर सुखाया जा सकता है। यह काला चूर्ण है। १५३३० भाग पानी में केवल १ भाग घुलता है। विलयन में थोड़ी सी क्षारता होती है। कार्बनिक रसायन में नम (moist) रजत ऑक्साइड का अच्छा उपयोग होता है—



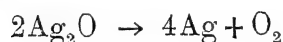
परन्तु—



(२) शुष्क Ag_2O से—



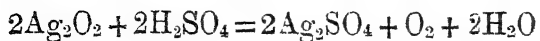
रजत ऑक्साइड 300° तक गरम करने पर विभाजित हो जाता है और चाँदी मिलती है—



यह ऑक्साइड अमोनिया में उसी प्रकार विलेय है जैसे रजत क्लोराइड।

रजत परौक्साइड, Ag_2O_2 —इसे सच्चा परौक्साइड कहना कठिन है। यदि ३ प्रतिशत पोटैशियम परसलफेट, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, के विलयन के १००० c.c. लेकर इसमें १० प्रतिशत रजत नाइट्रेट के विलयन के १०० c.c.

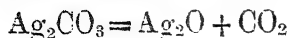
मिलाये जायँ और यदि अवक्षेप को शीघ्र नीचे बैठा दिया जाय, तो रजत परीक्साइड मिलेगा। इसे मामूली कमरे के तापक्रम पर ही सुखाना चाहिये। यह काला चूर्ण पदार्थ है। अम्लों के योग से यह ऑक्सीजन देता है—



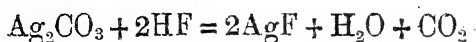
यह इतना प्रबल उपचायक अर्थात् ऑक्सीकारक है कि अमोनियम लवणों को नाइट्रेटों में परिणत कर सकता है।

रजत कार्बोनेट, Ag_2CO_3 —रजत नाइट्रेट के विलयन में यदि सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ा जाय, तो रजत कार्बोनेट का अवक्षेप आवेगा। यह सुखाने पर पीला सा चूर्ण देता है। रजत ऑक्साइड को कार्बन द्विऑक्साइड से संयुक्त करने पर भी यह बनता है।

रजत कार्बोनेट को गरम किया जाय तो ऑक्साइड मिलेगा।

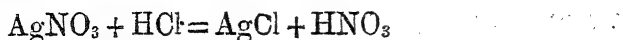


रजत फ्लोराइड, AgF —यह पानी में विलेय है; यद्यपि अन्य रजत हैलाइड पानी में अविलेय हैं। रजत कार्बोनेट और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के योग से यह बनाया जा सकता है—



विलयन का मणिभीकरण करने पर इसके मणिभ मिलेंगे। यह आसानी से निर्जल नहीं किया जा सकता। इसका स्थायी हाइड्रेट $\text{AgF} \cdot \text{H}_2\text{O}$ है। पानी को कीटाणु रहित करने में कभी कभी इसका उपयोग होता है।

रजत क्लोराइड, AgCl —प्रकृति में यह हार्न सिलवर के रूप में पाया जाता है। रजत नाइट्रेट के विलयन में कोई भी क्लोराइड छोड़ने पर यह मिलता है—

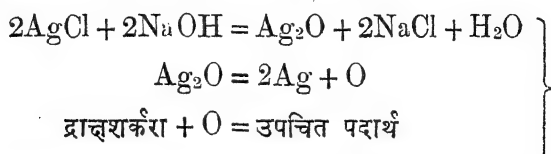


यह तप्त चाँदी पर क्लोरिन प्रवाहित करके भी बनाया जा सकता है। रजत क्लोराइड पानी और अम्लों में अविलेय है—१ लिटर पानी में १६ मिलीग्राम के लम्बग विलेय। पर अमोनिया, पोटैशियम सायनाइड अथवा हाइपो के विलयन में घुल जाता है। इन द्रव्यों के साथ निम्न संकीर्ण यौगिक बनते हैं—

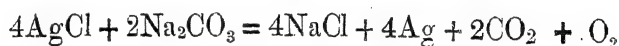


इनका उल्लेख पहले किया जा चुका है।

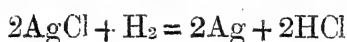
नम रजत क्लोराइड को कास्टिक सोडा और द्राक्षशर्करा (ग्लूकोज़) के साथ यदि उबाला जाय तो पहले श्याम-धूसर वर्ण का चूर्ण बनता है, और फिर धूसर चूर्ण रजत धातु का बनता है। शर्करा का उपचयन हो जाता है, और इससे भूरे रंग का विलयन बनता है।



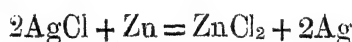
रजत क्लोराइड को सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर (अथवा पोटैसियम सायनाइड के साथ गलाने पर) चाँदी मिलती है—



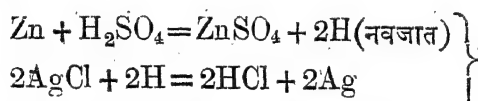
हाइड्रोजन गैस के प्रवाह में गरम करने पर भी यह चाँदी देता है—



जस्ता और हलके गन्धक के तेजाब के योग से भी यह प्रतिक्रिया होती है—



अथवा—



यदि रजत क्लोराइड को पोटैसियम आयोडाइड या ब्रोमाइड के संपर्क में रक्खा जाय, तो यह रजत ब्रोमाइड और रजत आयोडाइड में परिणत हो जायगा। इसका कारण यह है कि रजत क्लोराइड की अपेक्षा रजत ब्रोमाइड या आयोडाइड कम विलेय है।

$$\text{AgCl का विलेयता गुणनफल} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.2 \times 10^{-10}$$

$$\text{AgBr का विलेयता गुणनफल} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = 3.5 \times 10^{-13}$$

$$\text{AgI का विलेयता गुणनफल} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = 1.7 \times 10^{-16}$$

रजत ब्रोमाइड, AgBr—रजत नाइट्रेट के विलयन में पोटैसियम ब्रोमाइड का विलयन डालने पर रजत ब्रोमाइड का हलका पीला अवक्षेप मिलता है। यह अवक्षेप हलके अमोनिया विलयन में नहीं घुलता पर सान्द्र

अमोनिया में घुल जाता है। यह सुखाया जा सकता है, प्रकाश में यह क्लोराइड के समान नीला तो नहीं पड़ता, पर फिर भी इसमें परिवर्तन अवश्य हो जाता है।

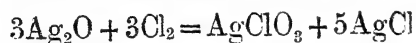
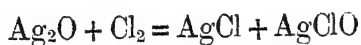
रजत ब्रोमाइड को गरम करने पर लाल द्रव मिलता है।

यह ब्रोमाइड भी हाइपो विलयन में विलेय है।

रजत आयोडाइड, AgI —यह रजत नाइट्रेट के विलयन में पोटैसियम आयोडाइड का विलयन मिलने पर अवक्षिप्त होता है। यह गहरे पीले रंग का होता है, और पानी में अन्य हैलाइडों की अपेक्षा बहुत कम विलेय है। यह सान्द्र अमोनिया में भी कम ही घुलता है। इसमें यह विचित्र बात है कि -40° से 140° तक के बीच के तापक्रमों पर यह गरम करने से सिकुड़ता और ठंडे किये जाने पर फैलता है।

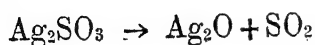
रजत आयोडाइड पोटैसियम आयोडाइड के सान्द्र विलयन में काफी घुल जाता है। ऐसी अवस्था में $KAgI_2$ बनता है।

रजत क्लोरेट, $AgClO_3$ —पानी में यदि रजत ऑक्साइड छितरा दिया जाय और क्लोरिन गैस प्रवाहित की जाय तो आरंभ में तो सिल्वर क्लोराइड और हाइपोक्लोराइट बनते हैं, जैसे क्लोरिन की प्रतिक्रिया में बना करते हैं, पर हाइपोक्लोराइट शीघ्र ही रजत क्लोरेट में परिवर्तित हो जाता है। यह विलेय लवण है, अतः छान कर इसमें से रजत क्लोराइड दूर किया जा सकता है।

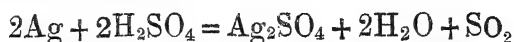


रजत सल्फाइड, Ag_2S —यह आर्जेन्टाइट अयस्क के रूप में प्रकृति में पाया जाता है। यदि रजत नाइट्रेट को पानी में घोल कर उसमें हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित की जाय, तो रजत सल्फाइड का काला अवक्षेप आवेगा जो नाइट्रिक एसिड में विलेय है।

रजत सल्फाइट, Ag_2SO_3 —यह रजत नाइट्रेट और सोडियम सल्फाइट के विलयनों को मिलाने पर बनता है। यह पानी और सल्फ्यूरस एसिड में अविलेय है और गरम करने पर विभाजित हो जाता है—



रजत सल्फेट, Ag_2SO_4 —चाँदी को तीव्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर यह बनता है—



रजत कार्बोनेट और हलके सल्फ्यूरिक एसिड के योग से भी यह बन सकता है। रजत सल्फेट पानी में कम विलेय है, पर सल्फ्यूरिक एसिड के अधिक्य में अच्छी तरह घुल जाता है। यदि सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में अमोनियम सल्फेट का सान्द्र विलयन डाला जाय तो रजत सल्फेट का सफेद अवक्षेप आवेगा।

यह $\text{Ag}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ के समान फिटकरी भी बनाता है।

रजत थायोसल्फेट, $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$ —रजत नाइट्रेट के विलयन को यदि सोडियम थायोसल्फेट (हाइपो) के सान्द्र विलयन में थोड़ा थोड़ा छोड़ा जाय तो धूसर वर्ण का अवक्षेप आवेगा। इसे अच्छी तरह धो डाला जाय और फिर अमोनिया में घोल कर नाइट्रिक एसिड से पुनः अवक्षिप्त किया जाय और जो अवक्षेप आवे उसे छाना कागजों के बीच में रख कर सुखा लिया जाय। ऐसा करने पर वर्ण के समान श्वेत पदार्थ मिलेगा।

पर यदि उलटा किया जाय, अर्थात् रजत नाइट्रेट के शिथिल विलयन में यदि सोडियम थायोसल्फेट का विलयन तब तक मिलाया जाय जब तक हलका पर स्थायी अवक्षेप न आ जाय, और इस अवक्षेप को छान कर दूर कर दिया जाय, और फिर छुने हुए विलयन में एल्कोहल मिला कर अवक्षेप लाया जाय, तो एक मणिभीय पदार्थ मिलेगा जो सोडियम सिल्वर थायोसल्फेट का है।

यदि हाइपो के विलयन में सिल्वर क्लोराइड को संतृप्तता तक घोला जाय तो जो विलेय संकीर्ण यौगिक मिलता है वह $2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot \text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ का है।

रजत नाइट्राइड, Ag_3N —विस्फोटक चाँदी—Fulminating silver—तुरत के अवक्षिप्त सिल्वर ऑक्साइड पर अमोनिया का योग करने से यह बनता है। यह काला विस्फोट चूर्ण है।

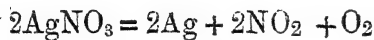
रजत नाइट्राइट, AgNO_2 —सोडियम नाइट्राइट का कुछ गरम विलयन यदि रजत नाइट्रेट के विलयन में मिलाया जाय, तो इस मिश्रण के ठंढ़ा

करने पर सफेद मणिभीय अवक्षेप रजत नाइट्राइट का मिलेगा। यह गरम करने पर विभाजित हो जाता है।

रजत नाइट्रेट, AgNO_3 —चाँदी के लवणों में यह सब से प्रसिद्ध है। यह चाँदी को नाइट्रिक एसिड में घोल कर बनाया जाता है। विलयन के मणिभीकरण करने पर यह समचतुर्भुजीय नीरंग मणिभ देता है।

रजत नाइट्रेट के मणिभों में पानी नहीं होता। ये मणिभ पानी में बहुत घुलते हैं— 0° पर १०० ग्राम पानी में १२१.६ ग्राम। गरम पानी में जितना भी चाहे रजत नाइट्रेट घोल लो, यहाँ तक कि चाहे यह कहो कि 133° पर १०० ग्राम में १६४१ ग्राम रजत नाइट्रेट घुला है अथवा यह कि १०० ग्राम पिघले रजत नाइट्रेट में ५१५ ग्राम पानी घुला है।

रजत नाइट्रेट 212° पर पिघलता है। और अधिक गरम किये जाने पर पहले यह रजत नाइट्राइट देता है, पर रक्त तप्त होने पर चाँदी, नाइट्रोजन के ऑक्साइड, नाइट्रोजन और ऑक्सीजन देता है। मुख्य प्रतिक्रिया इस प्रकार है—



डाक्टरों के यहाँ रजत नाइट्रेट को लूनर कॉस्टिक कहते हैं। इसमें कार्बनिक पदार्थ को उपचित करने की क्षमता है। आँखों के रोदे दूर करने में इसके विलयन का उपयोग है।

रजत नाइट्रेट से हाथ पर और कपड़ों पर काले दाग पड़ जाते हैं। अतः इसका उपयोग धोबी लोग निशान लगाने के लिये कर सकते हैं। सिर के बालों को काला करने के काम भी यह आता है।

रजत फॉस्फेट, Ag_3PO_4 —किसी भी विलेय आर्थों (फॉस्फेट के विलयन को रजत नाइट्रेट के विलयन में छोड़ने पर सामान्य रजत आर्थों फॉस्फेट, Ag_3PO_4 का पीला अवक्षेप आता है; गरम करने पर इसका रंग भूरा पड़ जाता है। चाँदी के और भी कई फॉस्फेट ज्ञात हैं।

रजत एसिटिलाइड, Ag_2C_2 —रजत नाइट्रेट के पानी के विलयन में यदि एसिटिलीन गैस प्रवाहित की जाय तो श्वेत अवक्षेप आता है जो संभवतः आरम्भ में $[\text{Ag}_2\text{C}_2, \text{AgNO}_3]$ है, पर बाद को Ag_2C_2 हो जाता है।

रजत सायनाइड, AgCN —रजत नाइट्रेट और पोटैसियम सायनाइड के विलयन को मिलाने पर दही सा जो सफेद अवक्षेप आता है वह रजत सायनाइड का है। यदि पोटैसियम सायनाइड ज्यादा पड़ जायगा तो यह अवक्षेप धुल जायगा, और संकीर्ण यौगिक, $\text{KAg}(\text{CN})_2$, बनेगा। रजत सायनाइड गरम किये जाने पर चाँदी देता है।

रजत थायोसायनेट, AgCNS —रजत नाइट्रेट के विलयन में पोटैसियम थायोसायनेट विलयन छोड़ने पर श्वेत अवक्षेप रजत थायोसायनेट का आता है। पोटैसियम थायोसायनेट के आधिक्य होने पर यह अवक्षेप धुल जाता है और $\text{KAg}(\text{CNS})_2$ बनता है।

दर्पण बनाना

दर्पण बनाने से हमारा अभिप्राय उस क्रिया से है जिस के द्वारा साधारण काँच की पट्टिका के एक पृष्ठ पर चाँदी चढ़ायी जाती है। सन् १८४० से पहले तो दर्पण बनाने में चाँदी नहीं चढ़ाते थे, बल्कि यह करते थे कि काँच के एक पृष्ठ पर वंग-पत्र बिछा देते थे, और फिर उस पर पारा मलते थे। पारा और वंग का संरस काँच पर चढ़ कर दर्पण बना देता था। सन् १८३५ में लीबिग (Liebig) ने यह देखा कि यदि काँच के किसी बर्तन में अमोनियम रजत नाइट्रेट के विलयन को एलडीहाइड के साथ गरम किया जाय तो बर्तन चारों ओर से दर्पण की भाँति चमकने लगता है। बात यह है कि बर्तन के भीतरी पृष्ठ पर चाँदी के छोटे छोटे कण जमा हो गये हैं।

काँच पर चाँदी चढ़ाने के अनेक नुसखे हैं। एक नीचे दिया जाता है—

(१) ८० ग्राम रजत नाइट्रेट (सिलवर नाइट्रेट) और १२० ग्राम अमोनियम नाइट्रेट को एक लीटर पानी में अलग धोलो। तीसरे बर्तन में ८०० c.c. पानी लो और इसमें दोनों विलयनों के १००-१०० c.c. मिलाओ, मिश्रण को थोड़ी देर रख छोड़ो, और ऊपर से साफ विलयन को निधार लो।

(२) १५ ग्राम चीनी में १५ ग्राम सिरका मिला कर ५० c.c. पानी में आधे घंटे उबालो। इस प्रकार विपर्यस्त शर्करा (invert sugar) बन गयी। इसे ठंडा कर लो और इसका आयतन पानी मिला कर ४२० c.c. लो।

दर्पण बनाने के लिये बिलकुल चौरस मेज लेनी चाहिये। काँच के प्रति वर्ग इंच के लिये १५ c.c. विलयन नं० १ लो और इसमें ७-१०%

चीनी का ऊपर तैयार किया गया विलयन मिलाओ। जल्दी से उलट पुलट कर या हिला कर दोनों विलयनों को अच्छी तरह मिला लो और शीघ्रता-पूर्वक सावधानी से काँच पर सब जगह बराबर छोड़ दो। अपचयन (या अवकरण) प्रतिक्रिया तत्क्षण आरम्भ हो जाती है। विलयन का रंग गुलाबी, फिर बैंगनी और अन्त में काला पड़ जाता है, और ७ मिनट में विलयन फिर पारदर्शक हो जाता है।

बस काँच पर चाँदी चढ़ गयी। इस पर फिर चपड़ा या कोपल की वार्निश चढ़ा दो। ऐसा करने से चाँदी की तह की रक्षा होगी, फिर ऊपर से लाल लैड (red lead) का पेंट कर दो।

फोटोग्राफी में चाँदी के लवणों का उपयोग

सन् १८२५ के लगभग नीप्से डि-सैंट विक्टर (Niepce de Saint Victor) ने फोटोग्राफी का पहली बार सिद्धान्त निकाला। उसने यह देखा कि बूडिया का शिलाजीत धूप में रख छोड़ने पर ऐसा परिवर्तित हो जाता है कि वह कार्बनिक विलायकों में फिर नहीं घुलता। प्रकाश द्वारा यह परिवर्तन हुआ।

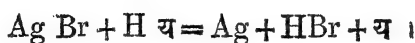
वस्तुतः १८३८ में डैगुरे (Daguerre) ने प्रकाश द्वारा चित्र उतारने का पहला प्रयोग किया। उसने देखा कि यदि चाँदी का पालिश किया हुआ श्लेट लिया जाय और इस पर आयोडीन की वाष्प या इसका विलयन छोड़ा जाय तो रजत आयोडाइड उसी स्थान पर केवल बनेगा जहाँ रोशनी न पड़ रही हो।

आज कल जिलेटिन-सिल्वर ब्रोमाइड के जो कागज़ फोटोग्राफी में काम आते हैं उनका प्रयोग मैडॉक्स (Maddox) ने १८७१ में पहली बार किया था। फोटोग्राफी में केमरा का प्रयोग फॉक्स टेलबो (Talbot) ने १८४१ में पहली बार किया।

फोटोग्राफिक प्लेट—काँच के श्लेटों पर जिलेटिन में आस्रित (suspended) सिल्वर ब्रोमाइड (जिसमें थोड़ा सा सिल्वर आयोडाइड भी मिला होता है) का पर्त चढ़ा रहता है। सिल्वर हैलाइड के कण कितने बड़े हैं, इस पर इन श्लेटों की आलोक-ग्राहकता निर्भर है। इन श्लेटों पर केमरा द्वारा जब रोशनी पड़ती है, तो प्रत्यक्ष तो कोई परिवर्तन नहीं मालूम होता, पर फिर भी श्लेट पर गुप्त चित्र (latent image) खिंच जाता है। जिन स्थलों पर रोशनी पड़ी है, वहाँ वह चित्र उभारा जा सकता है। गुप्त चित्र को

उभारने का नाम “डेवेलप” करना है। इस विधि में रजत लवण को अपचित करके चाँदी में परिणत कर लेते हैं। जिन रसों का प्रयोग इस काम के लिये होता है, उन्हें “डेवेलपर” कहते हैं।

सभी डेवेलपर प्रबल अपचायक रस हैं। अपचायकों में सब से मामूली तो फेरस ऑक्जैलेट है, पर जिनका उपयोग होता है उनमें से अधिकांश ऐमिनो-फीनोल हैं। सिलवर ब्रोमाइड पर उनकी प्रतिक्रिया इस प्रकार होती है—



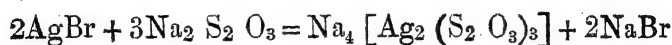
गुप्त चित्र में सूक्ष्म सा जो चाँदी का कण है वह इस प्रतिक्रिया में उत्प्रेरक का काम करता है।

डेवेलप करना—डेवेलप करने का काम “डार्करूम” अर्थात् अंधेरे कमरे में किया जाता है। यदि कुछ देखना हुआ तो लाल रोशनी का प्रयोग कर सकते हैं। दो डेवेलपरों के नुसखे यहाँ दिये जाते हैं—

(१) पायरोगैलोल डेवेलपर—५ औंस पानी में ३० ग्रेन सोडियम सल्फाइड, २० ग्रेन सोडियम कार्बोनेट, और १० ग्रेन पायरोगैलोल। तीनों दिये गये क्रम से ही मिलाने चाहिये।

(२) मीटोल-हाइड्रोक्विनोन डेवेलपर—मीटोल ७ ग्रेन; हाइड्रोक्विनोन ३० ग्रेन; सोडियम सल्फाइड के मणिम २२० ग्रेन; सोडियम कार्बोनेट ४०० ग्रेन; पानी १० औंस। १०% पोटेसियम ब्रोमाइड का विलयन २० बूँद।

चित्र पक्का करना (“फिक्स” करना)—उभारे हुये चित्र में बिम्ब चाँदी के कण और सिलवर ब्रोमाइड का बना होता है। इसमें से सिलवर-ब्रोमाइड को अलग करना है। चित्र पक्का करने के लिए किन्हीं भी ऐसे रसों का उपयोग किया जा सकता है जो सिलवर ब्रोमाइड को तो घोल लें पर चाँदी पर जिनका असर न हो। यह काम मुख्यतः हाइपो, सोडियम थायोसल्फेट, से ही लिया जाता है।



इस प्रकार सोडियम सिलवर थायोसल्फेट बन जाता है जो विलेय है। जब चित्र पक्का हो जाय तो प्लेट को अच्छी तरह धो डालना चाहिये, नहीं तो धीरे धीरे चाँदी के कणों पर भी हाइपो का प्रभाव पड़ने लगेगा। अब प्लेट को सुखा लेना चाहिये।

इस प्रकार यदि हाइड्रो की सहायता से सिलवर ब्रोमाइड दूर न किया जाय तो प्रकाश में लाने पर डेवेलप किया गया प्लेट फिर खराब हो जायगा।

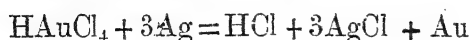
इस प्रकार फोटोग्राफी में नेगेटिव प्लेट बन गया। इसे नेगेटिव इसलिये कहते हैं कि इसमें काली चीज सफेद और सफेद चीज काली दिखायी पड़ती है।

चित्र को कागज़ पर उतारना—प्रिंटिंग—नेगेटिव प्लेट पर जो तस्वीर है उसकी दूसरी तस्वीर सिलवर ब्रोमाइड लगे खास कागज़ों पर उतारी जाती है। उलटी तस्वीर की फिर जो उलटी तस्वीर बनेगी वह वस्तुतः सीधी असली तस्वीर होगी। इसे पोजिटिव कहते हैं। तस्वीर छापने के कागज़ों में वेलॉक्स (Velox) मुख्य हैं। इन कागज़ों पर अंडे की सफेदी में मिला हुआ सिलवर क्लोराइड लगा होता है। ये कई जातियों के बिकते हैं। वेलॉक्स पेपर को अंधेरे कमरे में लाल रोशनी से १० फुट दूर ही रखना चाहिये।

अंधेरे कमरे में इस कागज़ को फ्रेम में लगा लेते हैं, और इसके एक ओर नेगेटिव रखते हैं। फिर नेगेटिव पर दो चार सैकंड रोशनी पड़ने देते हैं। यह रोशनी नेगेटिव में होकर के छापने के कागज़ पर पड़ती है, और वहाँ प्रतिक्रिया करती है।

इस कागज़ को प्लेट की ही भांति “डेवेलोप” और “फिक्स” कर लिया जाता है।

टोनिंग अथवा उत्कर्षण—कागज़ पर जो चित्र बनता है उसका रंग कुरूप लाल होता है जो देखने में अच्छा नहीं लगता। इसलिए इसके उत्कर्ष की आवश्यकता होती है। कागज़ को स्वर्ण-क्लोराइड (HAuCl_4) के विलयन में छोड़ते हैं। ऐसा करने पर जहाँ जहाँ चाँदी के कण थे, वहाँ वहाँ सोने के कण आ जाते हैं।



वस्तुतः चाँदी के कण नीचे दब जाते हैं, और ऊपर सोने के सूक्ष्म कणों का आवरण इन पर चढ़ जाता है।

बहुधा लोग फिक्स करते समय ही उत्कर्षण भी कर लेते हैं।

नेगेटिवों का संशोधन—कभी कभी नेगेटिव में बिम्ब उचित रूप से चटक

नहीं होता है। या इसके चांदी के कणों को और अधिक गहरा (intensify) करना पड़ता है, या हलका (reduce)।

गहरा करने के लिये प्रकर्षकों (intensifier) का उपयोग किया जाता है। लोटे को मरकयूरिक क्लोराइड में रखते हैं, और फिर अमोनिया का विलयन डालते हैं अथवा दुबारा डेवेलप करते हैं। ऐसा करने पर पारे के कण चित्र पर जम जाते हैं और चित्र चटक हो जाता है।

चित्र हलका करने के लिये अवकर्षकों (reducer) का उपयोग किया जाता है। ये चांदी के कुछ कणों को घोल लेते हैं। बहुधा पोटैसियम परमैंगनेट और पोटैसियम परसल्फेट के विलयनों का मिश्रण इस काम के लिये लिया जा सकता है अथवा पोटैसियम फेरिसायनाइड और हाइपो का विलयन।

सोना, स्वर्ण, गोल्ड, औरम, Au

स्वर्ण धातु साधारण परिचित धातुओं में सब से अधिक मूल्यवान है। संसार के समस्त सोने का २ प्रतिशत सोना प्रतिवर्ष भारत की खानों से निकलता है। सोने की दृष्टि से हमारे देश की गिनती आठवीं है। भारतवर्ष का अधिकांश सोना मैसूर की खानों से निकलता है। सन् १९३२ में यहाँ से ३२६,५७५ औंस सोना निकला जब कि समस्त भारतवर्ष की उपज ३६६,६८२ औंस थी। कोलर क्षेत्र में लगभग ५ खानें सोने की हैं।

थोड़ा सा सोना (६० औंस के लगभग) सिंहभूमि, बर्मा, अनन्तपुर, धारवार, नीलगिरि और अन्य स्थानों में भी होता है।

कोलर खानों से सोना संरस और सायनाइड विधियों से ही बड़ी आसानी से निकल आता है।

कोलर खानों से सोना—यहाँ खानों के ५ विभाग हैं—मैसूर, कैस्पियन रीफ, ऊरगाँव, नन्दीद्रुग और बालाघाट। यहाँ प्रतिवर्ष ६०,००० टन सोने से युक्त प्रस्तर खनिज की खुदाई की जाती है जिनसे २८,००० औंस सोना निकलता है। खनिज प्रस्तर क्वार्ट्ज के हैं जिनका रंग कहीं सफेद और कहीं नीलायमान धूसर है। इनमें कहीं कहीं तो प्रत्यक्ष सोना झलकता है।

इस प्रस्तर से सोना निम्न प्रकार निकालते हैं—

(१) अयस्क या खनिज को अच्छी तरह कूटते और फिर इसकी पिसाई करते हैं।

(२) फिर इसे हुए अयस्क में पारा मिला कर संरस बनाते हैं।

(३) अन्त में भभके में संरस का स्ववण कर पारा उड़ा देते हैं, और सोना बच जाता है ।

पिसाई के लिये मूसल चक्कियाँ (stamp mills) हैं । इनकी ओखली (mortar box) ५१" लम्बी, ११" चौड़ी और २३" गहरी होती है और प्रत्येक मूसल १२५० पौंड बोझ का होता है, और बिजली के मोटर के द्वारा प्रति मिनट ७½ इञ्च की ऊँचाई से गिरकर ६६ बार चोट करता है ।

इन ओखलियों के सामने ही १० फुट लम्बी, ५ फुट चौड़ी संरसीकरण की पट्टिकायें कुछ ढाल पर लगी होती हैं । यह पट्टिकायें ताँबे की होती हैं जिन पर पारे का संरस चढ़ा होता है । ताँबे में से यह पारा ही अयस्क के सोने से संयुक्त होकर संरस बनाता है । हर दो घंटे पर ताँबे की पट्टिकायों पर फिर पारा चढ़ाया जाता है । सोने और पारे का जो संरस बना उसे पृथक् कर लेते हैं, शेष बचा पारा पट्टिकाओं के नीचे सामने की ओर बने प्यालेनुमा कूपों में बहा लिया जाता है ।

सोना और पारे के संरस को भभकों में रखते हैं और फिर पारे को उड़ा कर दूर कर लेते हैं । पारे की ये भापें ठंडी करके फिर द्रव कर ली जाती हैं, और इस पारे का फिर संरसीकरण में उपयोग होता है । भभके में जो सोना बचा उसके “बार” बना लिये जाते हैं । इनका भार ११५० औन्स (३०-३५ सेर) तक होता है ।

इस संरस विधि से खान का ७०-८० प्रतिशत सोना निकल आता है । फिर भी २०-३० प्रतिशत पत्थर में मिला रह जाता है । इस बचे खुचे सोने से संयुक्त अयस्क को “टेलिंग” (tailing) या पुच्छल अयस्क कहते हैं । इस अयस्क को फिर महीन पीसा जाता है और फिर इसमें पारा मिला कर संरस बनाते हैं । इस प्रकार कुछ और (१०-१५%) सोना निकल आता है ।

कहीं कहीं के पुच्छल अयस्क में लोहा या लोह मादिक भी मिला होता है । अतः चुम्बकीय विधि से इसे अलग कर देते हैं ।

अब शेष सोना निकालने के लिये कम्बल-सान्द्रीकरण (blanket concentration) विधि का प्रयोग किया जाता है । पिसे हुए पुच्छल अयस्क को ऊनी-सूती कम्बल की बनी कई परत की दरियों पर छोड़ते हैं । अयस्क के जिस भाग में सोना कम होता है वह तो ऊपर के परत पर रह जाता है, और जिस भाग में अधिक सोना होता है, वह भारी होने के कारण नीचे के परतों पर आ जाता है । इन नीचे के कम्बलों को झुलाई

के हौज़ों में ले जाते हैं, और इन पर चूना भुरक देते हैं। पानी में सोने का सान्द्र अयस्क चला आता है। अब इसमें पारा और कुछ पोटैसियम सायनाइड छोड़ते हैं। सायनाइड के संपर्क से सोने के कण साफ हो जाते हैं, और इन साफ कणों का पारे के साथ संरस आसानी से बनता है। पारे और सोने के संरस से सोना पूर्ववत् निकाल लिया जाता है। इस प्रकार १०-१५ प्रतिशत सोना और प्राप्त हो जाता है।

अब जो अन्तिम पुच्छल अयस्क में १०-१५ प्रतिशत सोना बचा उसे सायनाइड विधि से अलग करते हैं। अयस्क में पोटैसियम सायनाइड का विलयन मिलाते हैं। सोने का संकीर्ण विलेय यौगिक बन जाता है। इसे छानते हैं, और छाने हुये विलयन को जस्ते के सन्दूकों में भर कर रखते हैं। ऐसा करने पर सोने का अवक्षेप आ जाता है। इसे तपा कर शोध लेते हैं।

कुटा हुआ अयस्क

| मूसल चक्की में

पिसा अयस्क

| संरस विधि

सोने का संरस

| भभके से

सोना

७०-८०%

पुच्छल अयस्क

२०-३०% सोना

| चुम्बक द्वारा

लोहे रहित अयस्क

| कम्बल सान्द्रीकरण

सान्द्र पुच्छल अयस्क

अन्तिम पुच्छल अयस्क

| KCN

विलेय संकीर्ण स्वर्ण सायनाइड

| Zn

सोना

५१०%

| तपाकर

शुद्ध सोना

| पारा

• सोने का संरस

| भभके से

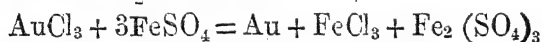
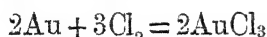
सोना

१५%

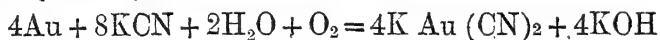
धातुकर्म की रासायनिक प्रतिक्रियायें—सोना अधिकतर तो खानों में मुक्त अवस्था में ही मिलता है, इसमें चाँदी, और कभी कभी लोहे, बिसमथ, ज़ैटिनम या पैलेडियम के भी सूक्ष्मांश मिले होते हैं। सोने का एक उल्लेखनीय अयस्क बिसमथ औराइट, Au_3Bi_4 (bismuth aurite) भी है, और एक कैलेवेराइट, AuTe_2 , (calaverite) हैं।

भारतवर्ष में कोलर क्षेत्र की खानों से जिस प्रकार सोना प्राप्त किया जाता है इसका उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। इसके प्राप्त करने की दो विशेष विधियाँ हैं—१. क्लोरीन-निष्कर्षण विधि, २. मैक आर्थर फोरस्ट की सायनाइड विधि।

क्लोरीन निष्कर्षण (extraction) विधि—अयस्क का पहले जारण करते हैं। ऐसा करने पर इसका गन्धक या संक्लिया अलग हो जाता है और अयस्क खनिज भी रन्ध्रमय हो जाता है। फिर इन्हें भूठे पैंदे के कुण्डों में रखते हैं, और पानी से तर कर देते हैं। नीचे से क्लोरीन गैस प्रविष्ट करके इससे संतृप्त कर देते हैं। क्लोरीन की प्रतिक्रिया से सोना स्वर्ण क्लोराइड में परिणत हो जाता है जो विलय है। एसवेस्टस द्वारा इसे छान लेते हैं। विलयन में फेरस सल्फेट मिलाने से स्वर्ण का अवक्षेप आ जाता है।

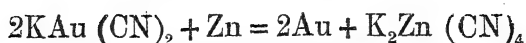


मैकआर्थर-फोरस्ट की सायनाइड (MacArthur and Forrest) विधि—हवा के ऑक्सीजन की विद्यमानता में सोना पोटैसियम सायनाइड के विलयन में घुल जाता है। क्रॉस्टिक पोटाश बनने के कारण विलयन क्षारीय हो जाता है—



इस काम के लिये सीमेंट, लकड़ी या लोहे की बड़ी बड़ी नार्दे (यां कुंड) बना लिये जाते हैं। इनके लकड़ी के पैंदे भूठे होते हैं जिनमें छेद होते हैं, और कैनवस की चटाइयाँ रक्खी होती हैं। चटाइयों पर अच्छी तरह धोया गया माज्जिक (पायराइटीज़) अयस्क रक्खा जाता है। १२-२४ घंटे बराबर पोटैसियम सायनाइड का ०.३ प्रतिशत विलयन इस अयस्क में रिसता रहता है। सारा सोना इस सायनाइड विलयन में घुल जाता है।

विलयन में जस्ता के ताजे छीलन या जस्ता-सीसा युग्म डालते हैं। ऐसा करने पर सोने का अवक्षेप आ जाता है—



सोने का शोधन—इन विधियों से तैयार किये गये सोने में कुछ अंश एण्टीमनी, ताँबा, सीसा आदि धातुओं का होता है। इस अशुद्ध धातु को मूषा में सुहागा और शोरा के साथ मिला कर तपाते हैं। पिघली धातु की सतह पर जो मैल तैरने लगता है उसे काँछ कर अलग कर देते हैं।

अब भी सोने में शायद कुछ चाँदी बच रहे। इस पर गरम नाइट्रिक ऐसिड की प्रतिक्रिया करते हैं। ऐसा करने से चाँदी घुल जाती है, और सोना शुद्ध बच रहता है।

चाँदी-सोना मिले सिक्कों में से सोना और चाँदी अलग करनी हो तो १८५ घनत्व के सान्द्र गन्धक के तेजाब के साथ गरम करते हैं। गरम होने पर रजत सल्फेट बन कर चाँदी अम्ल में घुली रह जाती है और शुद्ध सोना अलग हो जाता है।

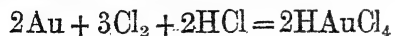
हमारे देश में सुनार आभूषणों के ताँबे या चाँदी से सोना निम्न प्रकार अलग करते हैं—आभूषणों में तौल से दुगुनी चाँदी मिला कर गलाते हैं। गले हुये ताँबे-चाँदी-सोने के मिश्रण को पानी में छोड़ देते हैं। धातु छोटे मोती के समान गोलियों में पृथक् हो जाती है। अब इन गोलियों को शोरे के तेजाब के साथ गरम करते हैं। चाँदी और ताँबा तो इस तेजाब में घुल जाते हैं पर सोना बचा रह जाता है, इसे छान लेते हैं। सोने को अब नौसादर के साथ गरम करते हैं, इस प्रकार यह शुद्ध रूप में निकल आता है।

शेष विलयन में से चाँदी निकालने के लिये इसमें ताम्रपत्र छोड़ते हैं चाँदी का अवक्षेप आ जाता है।

सोने के गुण—सुनहरी चमकती हुई इस धातु से सभी परिचित हैं। सोने के बहुत महीन पत्र बनाये जा सकते हैं जिनमें से हरी रोशनी बाहर निकलती है। ०.००००८ mm. पतले पत्र तक बनाये जा सके हैं। यह बड़ी ही मृदु धातु (यद्यपि सीसे से कठोर) है, और इसके तार भी बारीक खिंच सकते हैं। ३ इंच के घन सोने को पीटकर इतना पतला किया जा सकता है कि एक एकड़ जमीन ढक जाय। सोने का घनत्व १९.३ है और द्रवणांक १०६४°।

सोने पर वायु का कुछ भी प्रभाव नहीं पड़ता। आयोडिक ऐसिड और सेलेनिक ऐसिड को छोड़ कर किसी अम्ल की भी इससे प्रतिक्रिया नहीं होती, क्षारों का भी प्रभाव नहीं पड़ता।

सोने पर हैलोजनों की प्रतिक्रिया सफल होती है। इसी कारण अम्लराज में (नाइट्रिक और हाइड्रोक्लोरिक के सान्द्र ऐसिडों के गरम विलयन में) यह घुल जाता है और घुलने पर क्लोरऑरिक ऐसिड बनता है—



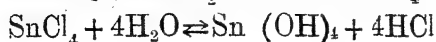
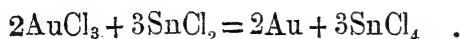
पोटैसियम सायनाइड के विलयन में सोना घुलता है, इसका उल्लेख पहले किया जा चुका है। सोडियम सल्फाइड और थायोसल्फेट में भी घुलता है।

कोलॉयडल सोना (श्लैष स्वरण)—यह या तो ब्रेडिग (Bredig) की विधि से तैयार किया जाता है। (अर्थात् पानी में सोने के विद्युत्‌द्वारों के बीच विद्युत्‌चाप बना कर), अथवा स्वरण क्लोराइड के विलयन के अपचयन से बनता है।

०.१ ग्राम स्वरण क्लोराइड को ३० c.c. खवित जल में घोलो। इसमें फिर ४०० c.c. उबलता हुआ खवित जल मिलाओ। अब इसमें ०.०५ अणु विलयन रोशील लवण का (Rochellesalt) बूंद बूंद करके २ c.c. के लगभग डालो। ऐसा करने पर सोने का श्लैष विलयन (या विलय) मिलेगा जिसका रंग पहले तो नीला होता है, पर कण ज्यों ज्यों बड़े होते जाते हैं, इसका रंग लाल होता जाता है।

स्वरण क्लोराइड के विलयन में फॉस्फोरस को ईथर में घोल कर मिलाने पर अथवा टैनिक ऐसिड के जलीय विलयन को मिलाने पर भी कोलॉयडल सोना (श्लैष स्वरण) प्राप्त होता है।

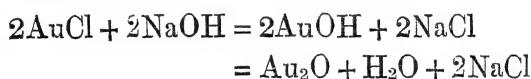
स्टैनिक क्लोराइड से युक्त स्टैनस क्लोराइड का विलयन यदि स्वरण क्लोराइड के विलयन में छोड़ा जाय तो श्लैष स्वरण तो प्राप्त होता ही है, इसके साथ साथ स्टैनिक क्लोराइड का विलयन भी उदविच्छेदित होकर श्लैष स्टैनिक ऐसिड देता है। दोनों श्लैषों (colloids) का यह मिश्रण सुन्दर नील-रक्त रंग का होता है। अतः इसे “पर्पिल आब् केसियस” (purple of Cassius—कैसियस का नील-रक्त) कहते हैं।



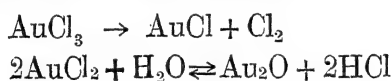
श्लैष स्टैनिक ऐसिड श्लैष सोने की रक्षा करता है।

परमाणुभार—ज्यू लाँ और पेटी के नियमानुसार हिसाब लगाने पर सोने का परमाणुभार २०० के निकट ठहरता है। इसका रासायनिक तुल्यांक भार निम्न विधियों द्वारा निकाला गया—(१) स्वर्ण क्लोराइड, AuCl_3 , की ज्ञात मात्रा से कितना रजत क्लोराइड, 3AgCl , बना यह जान कर; (२) विद्युत् रासायनिक विधि से; (३) पोटैसियम ब्रोम-आयरेट की ज्ञात मात्रा गरम करके कितना सोना मिला, इसका हिसाब लगाकर। इन विधियों से यह परमाणुभार १९७.२१ निकलता है।

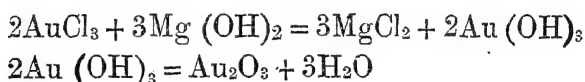
स्वर्ण ऑक्साइड— Au_2O और Au_2O_3 —सोने के दो ऑक्साइड ज्ञात हैं—औरस और औरिक। औरस क्लोराइड, AuCl , के विलयन में यदि ठंडे तापक्रम पर कास्टिक सोडा मिलाया जाय तो औरस हाइड्रॉक्साइड या औरस ऑक्साइड, Au_2O , मिलेगा—



यदि औरिक क्लोराइड के विलयन में सोडियम ऐसीटेट डाल कर उबाला जाय, तो औरिक क्लोराइड का विभाजन और उदविच्छेदन दोनों साथ साथ होते हैं, और औरस ऑक्साइड बन जाता है—

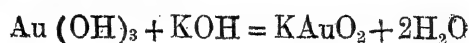


यदि औरिक क्लोराइड के विलयन को मेगनीशिया के आधिक्य के साथ गरम किया जाय तो औरिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Au}(\text{OH})_3$, का अवक्षेप आवेगा जिसे सावधानी से गरम करने पर औरिक ऑक्साइड मिलेगा।



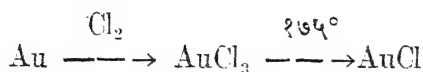
यदि औरिक हाइड्रॉक्साइड को एल्कोहलिक पोटैश के साथ गरम किया जाय तो यह सोना देगा।

औरिक हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप कास्टिक पोटैश के विलयन में घुल जाता है, विलयन का शून्य में मणिभीकरण करने पर पोटैसियम आयरेट, KAuO_2 , के मणिभ बनते हैं—



सोने के दोनों ऑक्साइड अस्थायी हैं और गरम किये जाने पर सोना और ऑक्सीजन देते हैं।

स्वर्ण क्लोराइड, AuCl और AuCl_3 —सोना क्लोरीन के प्रवाह में गरम किये जाने पर औरिक क्लोराइड AuCl_3 देता है। और औरिक क्लोराइड को यदि 105° तक गरम किया जाय तो औरस क्लोराइड, AuCl , बन जाता है—



औरिक क्लोराइड (निर्जल)—सोने को क्लोरीन में गरम करने पर अधिकांश औरिक क्लोराइड बनता है। इसे थोड़े से पानी में घोल लेते हैं। अब इसे हल्का-सा गरम करते हैं। यदि इसमें औरस क्लोराइड मिला होगा, तो वह गरम होने पर विभाजित हो जायगा और सोना देगा। इस अवक्षेप को छान कर अलग कर देते हैं। फिर विलयन को सुखा देते हैं। इसे 150° तक गरम करने पर निर्जल औरिक क्लोराइड मिलता है। यह ईथर में विलेय है।

सोने को यदि अम्लराज में घोला जाय तो औरिक क्लोराइड बनता है पर इसे सुखाया जाय तो इसका कुछ अंश औरस क्लोराइड बन जायगा।

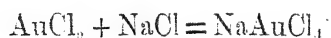


औरिक क्लोराइड का अणु अभ्रवीय है अतः आयनीकरण द्वारा स्वर्ण आयन नहीं देता। इसका न्यून द्रवणांक (280°), वाष्पशीलता, और मद्य या ईथर में विलेयता इसकी अभ्रवीयता की सूचक है।

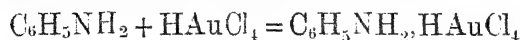
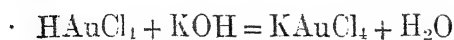
औरिक्लोराइड का विलयन हाइड्रोक्लोरिक एसिड की उपस्थिति में औरिक्लोरिक एसिड, HAuCl_4 , देता है। इसे क्लोरऔरिक एसिड भी कहते हैं।



इसी प्रकार सोडियम क्लोराइड के साथ सोडियम औरिक्लोराइड (या सोडियम क्लोर-औरेंट देगा—



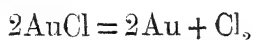
यह एसिड क्षारों के साथ युक्त होकर औरिक्लोराइड लवण देता है—



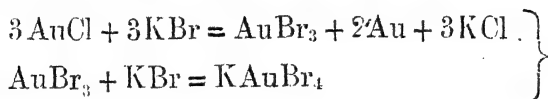
एनिलिन

एनिलिन औरिक्लोराइड

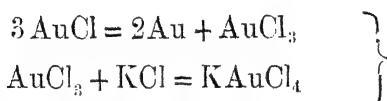
औरस क्लोराइड, AuCl —यह कहा जा चुका है कि औरिक क्लोराइड को 175° तक गरम करने पर औरस क्लोराइड बनता है। यह पीला चूर्ण है और पानी के साथ गरम करने पर शीघ्र ही सोने और क्लोरीन में विभाजित हो जाता है—



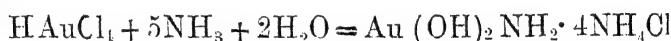
पोटैसियम ब्रोमाइड के साथ प्रतिक्रिया करने पर यह पोटैसियम औरिक-ब्रोमाइड और सोना एवं पोटैसियम औरिक्लोराइड देता है।



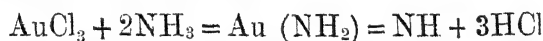
तथा



विस्फोटक स्वर्ण—(Fulminating gold)—क्लोरऔरिक ऐसिड अमोनिया के साथ एक विस्फोटक चूर्ण बनाता है जिसे विस्फोटक स्वर्ण कहते हैं—

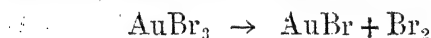


इस प्रतिक्रिया को इस भाँति भी लिखते हैं, जब कि यह अमोनिया और औरिक क्लोराइड के योग से बनता है।

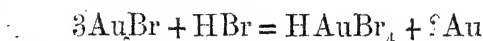


यह सेब के हरे रंग का चूर्ण है। इसका संगठन अनिश्चित है।

औरस ब्रोमाइड, AuBr —यह औरिक ब्रोमाइड या ब्रोमऔरिक ऐसिड को गरम करने पर बनता है,

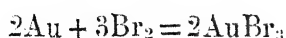


यह पानी में अविलेय है, हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड के संसर्ग से यह ब्रोम-औरिक ऐसिड और सोना देगा—



औरिक ब्रोमाइड, AuBr_3 —सोना और द्रव ब्रोमीन के योग से औरिक ब्रोमाइड मिलता है, औरिक क्लोराइड के समान यह भी ईथर में विलेय है। ईथर विलयन में से ईथर उड़ा देने पर निर्जल औरिक ब्रोमाइड रह जायगा—

प्रथम समूह के तत्त्व (२)—ताँबा, चाँदी, सोना ३३१



औरिक ब्रोमाइड को तपाया जाय तो यह पहले तो औरस ब्रोमाइड और फिर सोना देगा—



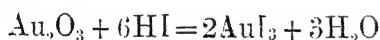
हाइड्रोब्रोमिक एसिड के योग से यह ब्रोम औरिक एसिड देता है जिसे औरिक ब्रोमिक एसिड भी कहते हैं—



इसी प्रकार पोटैसियम ब्रोमाइड के साथ यह पोटैसियम ब्रोम औरेट (या पोटैसियम औरिक-ब्रोमाइड) देता है ।

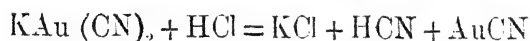


औरस आयोडाइड, AuI —स्वर्ण ऑक्साइड, Au_2O_3 को यदि हाइड्रोआयोडिक एसिड में घोला जाय तो पहले औरिक आयोडाइड बनता है, जो क्यूप्रिक आयोडाइड के समान विभाजित होकर आयोडीन और औरस आयोडाइड बनाता है—



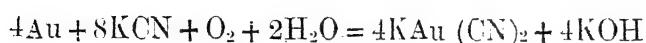
औरिक आयोडाइड अस्थायी है । सोने को आयोडीन के साथ तपाने पर भी औरस आयोडाइड ही बनता है ।

औरस सायनाइड, Au CN —सोने और पोटैसियम सायनाइड के योग से बने संकीर्ण यौगिकों का उल्लेख पीछे किया जा चुका है, यदि पोटैसियम औरोसायनाइड को हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ गरम किया जाय और विलयन को सुखाया जाय तो औरस सायनाइड मिल सकता है—



पोटैसियम औरोसायनाइड बनाने की दो विधियाँ उल्लेखनीय हैं—

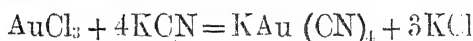
(क) सोने के चूर्ण को पोटैसियम सायनाइड और वायु के ऑक्सीजन के संपर्क में रखने पर यह बनता है—



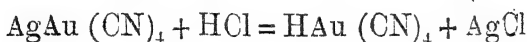
(ख) सोने को अम्लराज में घोला और फिर अमोनिया डालकर

विस्फोटक स्वर्ण अवक्षिप्त कर लो। इसे धोकर पोटैसियम सायनाइड के विलयन में धो लो और फिर मणिम जमा लो।

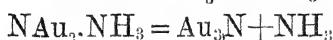
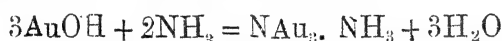
पोटैसियम औरिसायनाइड, $\text{KAu}(\text{CN})_2$ —औरिक क्लोराइड के गरम सान्द्र विलयन को यदि पोटैसियम सायनाइड के साथ मिलाया जाय, और फिर विलयन में से मणिम प्राप्त किये जायँ, तो पोटैसियम औरिसायनाइड मिलेगा—



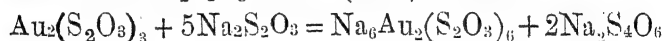
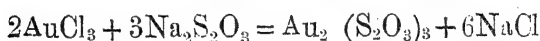
यह लवण रजत नाइट्रेट के साथ $\text{AgAu}(\text{CN})_2$ का अवक्षेप देता है। इसमें हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने से औरिसायनिक एसिड मिलेगा—



स्वर्ण नाइट्राइड, Au_3N —औरस हाइड्रॉक्साइड और अमोनिया के योग से सेस्कैण्डरामिन (NAu_3NH_3) नामक एक यौगिक मिलता है जिसे पानी के साथ उबालने पर स्वर्ण नाइट्राइड मिलेगा—

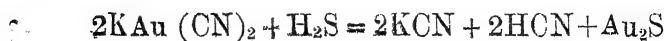


औरिथायोसलफेट, $\text{Na}_6\text{Au}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_6$ —औरिक क्लोराइड और हाइपो के विलयनों के साथ मिलने पर यह संकीर्ण यौगिक मिलता है (रजत क्लोराइड और हाइपो की प्रतिक्रिया के समान) —

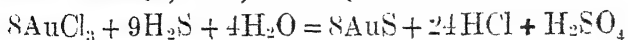


इस प्रतिक्रिया में हाइपो सोडियम चतुर्थायोनेट में उसी प्रकार परिणत हो जाता है जैसे कि हाइपो और आयोडीन की प्रतिक्रिया में। विलयन सुखाने पर $\text{Na}_6\text{Au}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ के मणिम प्राप्त होते हैं। उन्हें फोर्डस और गेलिस का लवण (Fordos and Gelis' salt) कहते हैं। यह संकीर्ण यौगिक फेरस सलफेट से अपचित नहीं होता।

स्वर्ण सलफाइड—यदि अम्लीकृत पोटैसियम औरिसायनाइड के विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित किया जाय तो औरस सलफाइड, Au_2S , बनेगा—



औरिक क्लोराइड के ठंडे विलयन में यदि हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करें तो औरिक सलफाइड, AuS , का अवक्षेप आवेगा—



यह उल्लेखनीय बात है कि इस प्रतिक्रिया में Au_2S_3 नहीं बनता।

पर यदि लीथियम औरिक्लोराइड को हाइड्रोजन सलफाइड से— 200° पर प्रतिकृत किया जाय तो Au_2S_3 भी बन सकता है।

यदि सोने को सोडियम सलफाइड और गन्धक के साथ गलाया जाय, और गले हुए पदार्थ को पानी में घोल कर साफ छने द्रव को सूख्य में उड़ाया जाय तो सोडियम औरोसलफाइड, $NaAuS_2 \cdot 4H_2O$ के मणिम मिलेंगे।

सोने की पहिचान—सोने के लवण के विलयन में यदि स्टैनस क्लोराइड और स्टैनिक क्लोराइड के विलयनों का मिश्रण छोड़ा जाय तो रक्तनील रंग का अवक्षेप आवेगा जिसे कैसियस का रक्तनील कहते हैं। इस प्रयोग द्वारा सोने के अति सूक्ष्म अंशों की भी पहिचान की जा सकती है।

प्रश्न

- अयस्कों में से सोना कैसे निकाला जाता है? इस सम्बन्ध की रासायनिक प्रतिक्रियायें दो। यदि तुम्हें ताँबे सोने की एक मिश्रधातु दी हो तो इससे शुद्ध सोना कैसे पृथक् करोगे? (बम्बई, बी० ए०)
- ताँबे पर विभिन्न परिस्थितियों में हाइड्रोक्लोरिक, सलफ्यूरिक और नाइट्रिक एसिडों की क्या क्रियायें होती हैं? क्यूप्रस ऑक्साइड और क्यूप्रस क्लोराइड कैसे बनाओगे? (बम्बई, इंटर, बी० एस.सी०)
- आवर्त संविभाग में ताँबा और चाँदी एक ही समूह में हैं, ऐसा करने में क्या क्या दोष हैं? बताओ कि दोनों के यौगिक किन बातों में समान और किन में भिन्न हैं। (मद्रास, इंटर)
- अशुद्ध ताँबे का शोधन कैसे करते हैं? ताँबे के भौतिक और रासायनिक गुणों का उल्लेख करो। गरम सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड की ताँबे पर जो प्रतिक्रिया होती है उसका समीकरण लिखो। ताँबे से बनी कोई दो मिश्रधातुएँ बताओ, उनके क्या उपयोग हैं? (मद्रास, इंटर)
- सोडियम थायोसलफेट कैसे बनाते हैं? फोटोग्राफी में कौन से रजत लवणों का बहुधा उपयोग होता है? फोटो चित्र उतारने की रासायनिक प्रतिक्रियाओं का उल्लेख करो। (बम्बई, बी० ए०)
- ताँबे के मुख्य अयस्क बताओ। अयस्क से ताँबा पृथक् करने की किसी

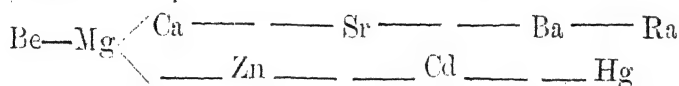
- एक विधि का उल्लेख करो। समीकरण भी दो। (कलकत्ता, इंटर)
७. क्यूप्रस और क्यूप्रिक, और फेरस और फेरिक लवणों की कैसी पहिचान की जाती है ? फेरस सल्फेट से फेरिक सल्फेट; और क्यूप्रस क्लोराइड से क्यूप्रिक क्लोराइड कैसे बनाओगे ? समीकरण दो। (कलकत्ता, इंटर)
८. सीसे में से चाँदी पृथक् करने की पैटिन्सन विधि किन सिद्धान्तों पर निर्भर है ? चाँदी के सिक्के से शुद्ध चाँदी कैसे निकालोगे ?
९. क्या होता है, जब (क) रजत नाइट्रेट का विलयन सोडियम थायो-सल्फेट के विलयन में छोड़ा जाता है; (ख) रजत नाइट्रेट का विलयन अमोनिया विलयन में छोड़ा जाता है; (ग) रजत नाइट्रेट का विलयन सोडियम हाइड्रोक्साइड विलयन में छोड़ा जाता है, (और) (घ) रजत नाइट्रेट का विलयन सोडियम फॉस्फेट में छोड़ा जाता है ?
१०. ताँबे के सल्फाइड से ताँबा कैसे निकालोगे ? ताँबे के निम्न यौगिक बनाने की विधि दो—(क) क्यूप्रस क्लोराइड, (ख) क्यूप्रस ऑक्साइड, (ग) क्यूप्रस क्लोराइड, (घ) क्यूप्रस आयोडाइड।
११. ताँबे और चाँदी को सोडियम के साथ प्रथम समूह में रखने के पक्ष में क्या क्या बातें हैं ? तीनों तत्वों के यौगिकों की तुलना करके अपनी युक्ति का समर्थन करो।
१२. सोने के यौगिक कैसे बनाओगे ? इसके यौगिकों की प्लैटिनम यौगिकों से तुलना करो।
१३. अयस्क से चाँदी पृथक् करने की मेक-आर्थर विधि का उल्लेख करो। (क) शुष्क रजत क्लोराइड को सोडियम कार्बोनेट के साथ गलायें, तो क्या होगा ? (ख) नम रजत क्लोराइड को कास्टिक सोडा विलयन और द्राक्षशर्करा (grape sugar) के साथ गरम करें तो क्या होगा ? (ग) नम रजत क्लोराइड को हलके सल्फ्यूरिक एसिड और शुद्ध यशद (जिंक) धातु के संपर्क में रखें तो क्या होगा ?
१४. ताम्र सल्फेट और सिल्वर नाइट्रेट के विलयनों में अगर अमोनिया विलयन डाला जाय तो क्या प्रतिक्रियाएँ होंगी ?
१५. श्लैष स्वर्ण (कोलॉयडल गोल्ड) कैसे तैयार करोगे ?
१६. तृतीये (क्यूप्रिक सल्फेट) के विलयन से क्यूप्रस सायनाइड, क्यूप्रसआयो-डाइड, और क्यूपामोनियम लवण कैसे बनाओगे ? पूरे समीकरण दो।

अध्याय ११

द्वितीय समूह के तत्त्व (१)

बेरीलियम-मेगनीशियम-कैल्सियम-स्ट्रोंशियम और बेरियम

द्वितीय समूह में सब मिलाकर नौ तत्त्व हैं। इनमें से चार तत्त्व कैल्सियम, स्ट्रोंशियम, बेरियम और रेडियम उपसमूह-क के अंग हैं, ३ तत्त्व जस्ता, कैडमियम और पारा उपसमूह-ख में हैं। आरम्भ में दो तत्त्व बेरीलियम और मेगनीशियम के हैं जो न तो क-उपसमूह के हैं, और न ख-उपसमूह के हैं। वस्तुतः उपसमूहों की शाखा मेगनीशियम के बाद से आरम्भ होती है—



मेगनीशियम का सम्बन्ध कैल्सियम, जस्ता और बेरीलियम तीनों से है। पहले समूह में भी ऐसी ही बात थी। वहाँ शाखा का आरम्भ लीथियम और सोडियम के बाद से था। जैसे पोटैशियम, रुबीडियम और सीज़ियम हैं, उसी प्रकार कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम हैं, और जिस प्रकार ताँबा, चाँदी और सोना है, उसी प्रकार जस्ता, कैडमियम और पारा है।

पहले समूह के तत्त्वों में विद्युत् धनात्मक प्रवृत्ति बहुत ही प्रबल है, दूसरे समूह के तत्त्वों में यह धनात्मकता सापेक्षतः बहुत कम हो जाती है, कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम के हाइड्रॉक्साइड बहुत कम क्षारीय हैं। पर जैसे सीज़ियम हाइड्रॉक्साइड अन्य प्रथम समूह के हाइड्रॉक्साइडों में सबसे अधिक क्षारीय है, उसी प्रकार बेरियम हाइड्रॉक्साइड भी कैल्सियम और स्ट्रोंशियम हाइड्रॉक्साइड की अपेक्षा अधिक क्षारीय है।

प्रथम और दूसरे समूह के तत्त्वों की तुलना—(१) जैसे सोडियम और पोटैशियम के लवण प्रकृति में अधिक पाये जाते हैं, वैसे ही मेगनीशियम और कैल्सियम के लवण भी प्रकृति में अधिक मिलते हैं, विशेषतया कार्बोनेट, सल्फेट, फॉस्फेट और सिलिकेट।

(२) लवणों से जिस प्रकार विद्युद्विच्छेदन द्वारा सोडियम, पोटैशियम आदि धातुयें प्राप्त की गयी हैं, उसी प्रकार विद्युद्विच्छेदन द्वारा मेगनीशियम, कैल्सियम, आदि धातुयें लवणों से प्राप्त की जाती हैं।

(३) जैसे सोडियम, पोटैसियम आदि धातुयें पानी और ऑक्सीजन से शीघ्र प्रतिकृत होकर हाइड्रॉक्साइड या ऑक्साइड देती हैं, उसी प्रकार मैगनीशियम, कैल्सियम आदि धातुयें भी देती हैं।

(४) सोडियम समूह के तत्त्वों के समान कैल्सियम समूह के तत्त्व भी हलके और मृदु होते हैं, उनकी आभा भी समान होती है।

(५) जिस प्रकार विद्युत् धनात्मकता, पहले समूह में लीथियम से लेकर सीज़ियम तक क्रमशः बढ़ती जाती है, उसी तरह दूसरे समूह में यह बेरिलियम से रेडियम तक बढ़ती जाती है।

(६) दोनों समूहों के तत्त्वों के क्लोराइड, नाइट्रेट, ऐसीटेट और सायनाइड लगभग एक से ही हैं।

(७) दोनों समूहों के तत्त्वों के लवणों की पहिचान ज्वाला के रंगों को देख कर की जा सकती है।

दोनों समूहों में भिन्नतायें—

निम्न बातों में प्रथम समूह के तत्त्व दूसरे समूह के तत्त्वों से भिन्न प्रतीत होते हैं :—

(१) दूसरे समूह के तत्त्वों के ऑक्साइडों का स्नेह पानी के प्रति पहले समूह के तत्त्वों के ऑक्साइडों की अपेक्षा बहुत कम है। वे सापेक्षतः पानी में कम घुलते हैं। पहले समूह के ऑक्साइड कम स्थायी और हाइड्रॉक्साइड अधिक स्थायी हैं पर दूसरे समूह के तत्त्वों के ऑक्साइड अधिक स्थायी हैं और हाइड्रॉक्साइड कम मात्रा में ही, केवल विलयन में, बनते हैं।

(२) दोनों समूह के ऑक्साइड और हाइड्रॉक्साइड कार्बन द्वि-ऑक्साइड का शोषण करके कार्बोनेट और बाइकार्बोनेट बनाते हैं, पर पहले समूह में बाइकार्बोनेट पानी में कम विलेय और कार्बोनेट अधिक विलेय हैं, पर दूसरे समूह के तत्त्वों के कार्बोनेट लगभग अविलेय और बाइकार्बोनेट अच्छी तरह विलेय हैं। इसलिये कैल्सियम कार्बोनेट का अवक्षेप अधिक कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित करने पर फिर घुल जाता है।

(३) पहले समूह के तत्त्वों के सल्फेट और फॉस्फेट विलेय हैं, पर दूसरे समूह के तत्त्वों के सल्फेट और फॉस्फेट लगभग कम ही विलेय हैं। यही अवस्था ऑक्ज़ोलेट की भी है। स्ट्रॉंशियम सल्फेट और बेरियम सल्फेट तो हमारे परिचित अविलेय पदार्थ हैं जो अम्लों में भी नहीं घुलते।

यह हम पूर्व के अध्याय में कह चुके हैं कि पहले समूह का तत्त्व लीथियम दूसरे समूह के तत्त्व मैगनीशियम से कई बातों में मिलता जुलता

है। इसी प्रकार दूसरे समूह का पहला तत्त्व बेरीलियम तीसरे समूह के दूसरे तत्त्व ऐल्यूमीनियम से बहुत कुछ मिलता जुलता है।

धातुओं के भौतिक गुण—

नीचे की सारणी में हम दूसरे समूह के क-उपसमूह के तत्त्वों के भौतिक गुण देते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	आपेक्षिक ताप
४	बेरीलियम	Be	९.१	१.८४	१२८०°	१५००°	०.६२ तक
१२	मेगनीशियम	Mg	२४.३२	१.७४	६५१°	१३८०°	०.२४६
२०	कैल्सियम	Ca	४०.७०	१.५५	८१०°	१४३०°	०.१४६
३८	स्ट्रोंशियम	Sr	८७.६३	२.५४	७७१°	१६३२°	—
५६	बेरियम	Ba	१३७.३७	२.६	७०४°	१५३७°	०.०६८
८८	रेडियम	Ra	२२६.०	५ के लगभग	६६०°	७१४०°	—

इन अंकों के देखने से यह स्पष्ट हो जायगा कि जैसे जैसे परमाणु भार बढ़ता जाता है, घनत्व क्रमशः कैल्सियम तक तो कम होता जाता है, पर फिर आगे रेडियम तक बढ़ता जाता है। द्रवणांक एक बार घटता, फिर बढ़ता, इसी प्रकार घटता बढ़ता रहता है। कथनांक में कोई स्पष्ट नियम नहीं है। आपेक्षिक ताप परमाणु-संख्या की वृद्धि के साथ बराबर घटता जाता है। लगभग इसी तरह की बातें हमें पहले समूह के तत्त्वों में भी मिली थीं।

बेरीलियम धातु प्रकृति में सापेक्षतः कम मिलती है। हवा में यह धातु मेगनीशियम की अपेक्षा अधिक स्थायी है, यह पानी में भी शीघ्र प्रभावित नहीं होती। मेगनीशियम पानी को ऊँचे तापक्रम पर विभाजित कर देता है। कैल्सियम धातु में चाँदी की सी आभा होती है। यह घनवर्धनीय है। यह पानी के साथ धीरे धीरे प्रतिक्रिया करता है। स्ट्रोंशियम चाँदी की तरह मणिभीय श्वेत कठोर (सीसे के समान) धातु है। इस पर कैल्सियम की अपेक्षा पानी और वायु का शीघ्र प्रभाव पड़ता है। बेरियम और भी अधिक कठोर है, पर अन्य तत्त्वों की अपेक्षा अधिक क्रियाशील है। यह पानी का बड़ी आसानी से विभाजन करता है, और हवा में खुला रख छोड़ने पर जल उठता है।

कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम की पारस्परिक समानतायें नीचे सारणी में दी जाती हैं।

	कैल्सियम	स्ट्रॉशियम	बेरियम
१. कठोरता	मृदु	अधिक कठोर सीसे का सा	सीसे से भी कठोर
२. हवा में	धीरे धीरे ऑक्सा- इड देता है	अधिक शीघ्रता से क्रिया होती है	हवा में जल उठता है।
३. पानी से	धीरे धीरे हाइड्रो- जन देता है	अधिक शीघ्रता से	बहुत शीघ्र पानी को विभाजित करता है।
४. विद्युत् धना- त्मकता	अच्छी है	और अधिक है	सब से अधिक है।
५. क्लोराइड	अच्छा जलग्राही है, कई हाइड्रेट देता है	षष्ठ हाइड्रेट देता है	जलग्राही नहीं, द्विहाइड्रेट देता है।
६. हाइड्राइड (संरस और हाइड्रोजन से)	पारदर्शक है	श्वेत है	धूसर रंग का है।
७. सल्फाइड	अंधेरे में दमकता है (स्फुरक है)	स्फुरक है	स्फुरक है।
८. सल्फेट	पानी में भली प्रकार विलेय	अविलेय है	अविलेय है।
९. क्रोमेट	ऐसीटिक एसिड में विलेय	ऐसीटिक एसिड में विलेय	ऐसीटिक एसिड में अविलेय।
१०. कार्बोनेट	पानी में अविलेय है। गरम करने पर विभाजित होता है	इसी तरह के	इसी तरह के।
११. नाइट्रोजन से	नाइट्राइड देता है	नाइट्राइड देता है	नाइट्राइड देता है।
१२. कार्बाइड (विद्युत् भट्टी में कोयले और ऑक्साइड से)	कार्बाइड देता है	कार्बाइड देता है	कार्बाइड देता है।
१३. खनिज	CaCO_3 चूने का पत्थर, CaSO_4 जिप्सम	SrCO_3 स्ट्रॉशि- येनाइट, SrSO_4 सिलेस्टाइन	BaCO_3 विदेरा- इट, BaSO_4 हेवीस्पर

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—नीचे हम बेरीलियम से लेकर रेडियम तक के तत्त्वों का ऋणाणु-उपक्रम देते हैं—

Be—बेरीलियम	(४)— $1s^2. 2s^2$
Mg—मेगनीशियम	(१२)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2$
Ca—कैल्सियम	(२०)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 4s^2$
Sr—स्ट्रोंशियम	(३८)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}.$ $4s^2. 4p^6. 5s^2$
Ba—बेरियम	(५६)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}.$ $4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 5s^2. 5p^6. 6s^2$
Ra—रेडियम	(८८)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}.$ $4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^6.$ $5d^{10}. 6s^2. 6p^6. 7s^2$

इस समूह के तत्त्वों के परमाणुओं के ऋणाणु-उपक्रम की विशेषता यह है कि इसकी बाह्यतम कक्ष पर s^2 अवस्था है और इसके ठीक पूर्व वाले कक्षा के ऋणाणु $s^2 p^6$ स्थिति के हैं। पहले समूह के तत्त्वों से ये तत्त्व इसी बात में भिन्न हैं, कि इनके बाह्यतम कक्ष में एक ऋणाणु और है। s^2 बाह्यतम स्थिति के कारण ही इन तत्त्वों की संयोज्यता २ है। इनके आयन द्विसंयोज्य घनात्मक हैं।

ख—उपसमूह के तत्त्व जस्ता आदि कैल्सियम, स्ट्रोंशियम से भिन्न हैं जैसा कि निम्न ऋणाणु उपक्रम से स्पष्ट है—

Zn—जस्ता (३०)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2$

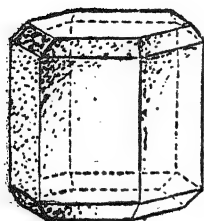
यद्यपि इनके बाह्यतम कक्ष में s^2 है, तथापि बाह्यतम कक्ष से ठीक पहले के कक्ष में स्थिति $s^2 p^6 d^{10}$ की है, न कि $s^2 p^6$ की। बाह्यतम कक्ष में s^2 होने के कारण जस्ते को भी संयोज्यता २ है।

बेरीलियम, Be

[Beryllium]

सन १७६८ में वौकैलिन (Vauquelin) ने बेरील नामक खनिज में से जिससे लोहा चिरपरिचिा थे, बेरीलियम तत्त्व का अन्वेषण किया। यह बेरील शब्द जर्मन “ब्रिल्ले” से निकला है जिसका अर्थ चश्मा है। बात यह है कि पालिश किये गये पारदर्शक बेरील से नीरो ने एक चश्मा बनवाया

था। हाय (Haüy) नामक एक खनिजविद् ने वौकैलिन से मरकतमणि और बेरील दोनों के रासायनिक गुणों की परीक्षा करने को कहा, क्योंकि दोनों के भौतिक गुण बहुधा समान थे। वौकैलिन ने देखा कि दोनों में ही ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड के समान ऑक्साइड है, पर बेरील से बना ऑक्साइड कास्टिक पोटाश में नहीं घुलता। उसने यह भी देखा कि इस नये ऑक्साइड के लवणों में कुछ मिठास होता है। इसका हाइड्रॉक्साइड



चित्र ६२—बेरील मणिम अमोनियम कार्बोनेट में विलेय है। इसका सल्फेट मणिम तो देता है, पर ये मणिम पोटैशियम सल्फेट के साथ फिटकरी नहीं देते। ऐल्यूमीनियम और बेरीलियम में यह अन्तर स्पष्ट है। इसके लवण मीठे होने के कारण बेरीलियम का नाम पहले ग्लूसिनम (Glucinum) भी था। फ्रान्स में यह नाम और इसका संकेत Gl अब भी चलता है, पर इंग्लैंड, जर्मनी, अमरीका आदि देशों में इस नाम का प्रयोग अब नहीं होता।

बेरीलियम का सबसे प्रसिद्ध अयस्क या खनिज बेरील (beryl) है, जो बेरीलियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट, $(3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2)$ है। इसमें १४ प्रतिशत के लगभग बेरीलियम ऑक्साइड होता है। यह यूनाइटेड स्टेट्स, कनाडा, रूस, जर्मनी आदि अनेक देशों में पाया जाता है। बिहार और उड़ीसा, नेलोर (मद्रास), और राजपूताने के अजमेर-मार वाड़ की अभ्रक वाले शिलास्तर—पेग्मेटाइट—में यह पाया जाता है। हमारे देश से यह जर्मनी और अमरीका भेजा जाता है। यहाँ के बेरील में यह १२-१३% बेरीलियम ऑक्साइड है। इसकी एक जाति मणि भी है जो एक्वामेरीन (aquamarine) कहलाती है। सन् १९३७ में साधारण बेरील २६६ टन निकाला गया और मणि जाति का ११० तोला।

बेरीलियम के दूसरे खनिज ये हैं—क्राइसोबेरी, $(\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3)$ (इसमें ७% बेरीलियम है); फिनेकाइट, $2\text{BeO}, \text{SiO}_2$ (१६.२% बेरीलियम); ब्रोमेलाइट, BeO (३६% बेरीलियम); और बर्ट्रेंडाइट, $4\text{BeO} \cdot 2\text{SiO}_2, \text{H}_2\text{O}$ (इसमें १५.२% बेरीलियम है)।

बेरीलियम मणि—बेरीलियम मणियों में बेरीलियम ऑक्साइड होता है। कुछ अन्य धातुओं के लवण भी इनमें होते हैं जिनके कारण इनका रंग बहुत सुन्दर लगता है—

मरकत (emerald)—इसका हरा रंग क्रोमियम ऑक्साइड के कारण है।

एक्वामेरीन—इसका नील मिश्रित हरा या हरितनील रंग लोहे के कारण है।

स्वर्ण बेरील—इसका सुनहरा रंग लोहे के कारण है।

सीज़ियम बेरील—गुलाबी, नीला या रंगरहित सीज़ियम के कारण है।

धातु निष्कर्षण—(१) सीमन्स कंपनी की विधि इस प्रकार है—बेरील खनिज में सोडियम सिलिकोफ्लोराइड, Na_2SiF_6 , (सोडियम बेरीलियम फ्लोराइड) बन जाता है। यह पानी में विलेय है। इस विलयन में, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ छोड़ते हैं। ऐसा करने पर BeF_2 और $\text{Be}(\text{OH})_2$ दोनों के अवक्षेप आते हैं। इस अवक्षेप पर यदि HF की प्रतिक्रिया की जाय, तो BeF_2 विलयन में चला जाता है। इसे सुखा लेने पर यह बेरीलियम ऑक्सिफ्लोराइड में परिणत हो जाता है। इससे फिर धातु तैयार करते हैं।

(२) पार्सन विधि—बेरील खनिज को कास्टिक पोटाश के साथ गलाते हैं, और फिर सल्फ्यूरिक एसिड में घोल कर विलयन को उड़ा कर सुखा लेते हैं। बेरील धातु विलयन में चली जाती है। फिर इसमें सोडियम बाइकार्बोनेट का सान्द्र विलयन डालते हैं। ऐसा करने से ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है। इसे छान कर अलग कर लेते हैं। फिर इस विलयन में पानी मिलाते हैं। विलयन हलका होने और गरम किये जाने पर बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आ जाता है।

(३) बेरील को कास्टिक सोडा के साथ गलाते हैं, और गले पदार्थ को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलते हैं। एक बार फिर अमोनियम हाइड्रॉक्साइड से अवक्षिप्त करके फिर हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल लेते हैं। इस विलयन को यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस से संतृप्त किया जाय, तो ऐल्यूमीनियम तो $\text{AlCl}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ बनकर अवक्षिप्त हो जायगा। छान कर फिर विलयन में अमोनियम कार्बोनेट डालने पर बेरीलियम ऑक्साइड का अवक्षेप आ जायगा।

[बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड से बहुत मिलता जुलता है। तीसरे लोह समूह में लोह, क्रोमियम और ऐल्यूमीनियम के साथ इसका भी अवक्षेप आया करता है। $\text{Be}(\text{OH})_2$ और $\text{Al}(\text{OH})_3$ दोनों के अवक्षेप कास्टिक सोडा के सान्द्र विलयन में विलेय हैं। पर यदि विलयन को उबाला जाय तो $\text{Be}(\text{OH})_2$ का तो अवक्षेप आ जायगा, पर सोडियम ऐल्यूमिनेट विलयन में ही रह जायगा।]

धातुकर्म—वूह्लर (Wohler) ने सन् १८२८ में पहली बार शुद्ध बेरीलियम धातु प्राप्त की। निर्जल बेरीलियम क्लोराइड पर उसने पोटैसियम धातु का योग किया था—



वस्तुतः बेरीलियम धातु, में कुछ ऐसे गुण हैं जिसके कारण यह धातु बड़ी कठिनता से तैयार की जा सकी। इसका द्रवणांक बहुत ऊँचा है, लगभग 1300° । यह जब गरम किया जाता है, तो ऑक्सीजन के प्रति इसका स्नेह बहुत हो जाता है। इसके हैलोजन लवण विद्युत् धारा के अच्छे चालक नहीं हैं, जिससे विद्युत् विच्छेदन आसानी से नहीं हो सकता।

जर्मन विधि—जैसा कहा जा चुका है, बेरील को Na_2SiF_6 के साथ तपाते हैं। अन्त में ऐसा करने पर 5BeF_2 , 2BeO बनता है जो बेरीलियम का ऑक्सिक्लोराइड है। इसमें बेरियम फ्लोराइड, BaF_2 , मिलाकर गलाया जाता है। बेरियम और बेरीलियम के फ्लोराइडों का यह मिश्रण विद्युत् धारा का अच्छा चालक है। 1350° पर विद्युत् विच्छेदन किया जाता है। ग्रेफाइट की मूषा एनोड का काम करती है। लोहे के कैथोड नलों पर जिनमें पानी बहता रहता है बेरीलियम धातु इकट्ठा होती है।

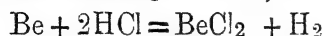
बेरीलियम धातु बनाने के व्यापारिक रहस्य अंग्रेजी और अमरीकन विधियों में गुप्त रखे जाते हैं।

धातु के गुण—इस धातु का रंग चाँदी सा श्वेत या इस्पात-सा धूसर है। यह इतनी कठोर है कि काँच को भी खुरच दे। यह भंजनशील भी है। पर कठोरता और भंजनशीलता शुद्धता के साथ साथ कम होती जाती हैं। ऐसी धारणा है कि अत्यन्त शुद्ध बेरीलियम मेगनीशियम के समान ही तन्य होगा। 1500° के ऊपर तापक्रमों पर धातु संभवतः वाष्पशील है। रक्त-तप्त होने पर इसके पत्र ढाले जा सकते हैं। रौज्जन रश्मियों के प्रति इसकी पारदर्शकता बहुत है क्योंकि इसकी परमाणु संख्या कम है।

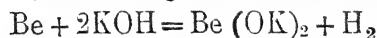
बेरीलियम के दो समस्थानिक ८ और ९ हैं।

साधारण तापक्रम पर बेरीलियम ऐल्यूमीनियम के समान है। इसके ऊपर ऑक्साइड की पतली-सी तह जमा रहती है जो इसकी रक्षा करती है। बेरीलियम अनेक धातुओं के साथ संकर या मिश्रधातु बनाता है। ताँबे, निकेल, लोहे आदि धातुओं पर विद्युत् विधि से इसका स्तर चढ़ाया जा सकता है।

बेरीलियम गन्धक से तो सीधे नहीं संयुक्त होता, पर क्लोरीन और ब्रोमीन से आसानी से संयुक्त हो जाता है, और आयोडीन के साथ धीरे-धीरे। यह हवा में जल कर BeO देता है। विद्युत् भट्टी में यह सिलिकन के साथ संयुक्त होकर अति कठोर पदार्थ बेरीलियम सिलिसाइड देता है। गरम किये जाने पर यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ क्लोराइड देता है। इस तेज़ाब के विलयन में भी यह जल्दी घुल जाता है, और हाइड्रोजन निकलता है—

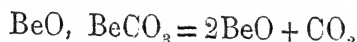


सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गन्धक द्विऑक्साइड निकलता है, और हलके के साथ हाइड्रोजन। दोनों अवस्थाओं में बेरीलियम सल्फेट बनता है। नाइट्रिक एसिड के साथ उबालने पर भी कोई विशेष प्रभाव नहीं पड़ता। इस पर अमोनिया का तो प्रभाव नहीं पड़ता पर कास्टिक पोटाश के विलयन में यह आसानी से घुल जाता है और हाइड्रोजन निकलता है—



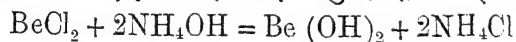
बेरीलियम के यौगिक—बेरीलियम की संयोज्यता केवल दो है। इसका एक परीक्साइड अवश्य बनता है। इसके यौगिक, ऐल्यूमीनियम के यौगिकों से अधिक मिलते जुलते हैं।

बेरीलियम ऑक्साइड, BeO —यह भास्मिक कार्बोनेट को गरम करने पर बनता है—



यह श्वेत अमणिभीय चूर्ण है। यह हवा से कार्बन द्विऑक्साइड और जल दोनों का शोषण करता है, अतः इसे बन्द बर्तनों में रखना चाहिये।

बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Be}(\text{OH})_2$ —बेरीलियम लवण के विलयन में अमोनिया छोड़ने पर इसका श्वेत लुआवदार अवक्षेप आता है—



यह अवक्षेप एसिडों में और सोडियम कार्बोनेट एवं कास्टिक क्षारों में विलेय है। कास्टिक सोडा में इसके विलयन को यदि उबाला जाय तो फिर हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आ जायगा।

बेरीलियम क्लोराइड, ब्रोमाइड और आयोडाइड— BeCl_2 , BeBr_2 , BeI_2 —बेरीलियम कार्बोनेट या हाइड्रॉक्साइड पर अम्लों की प्रतिक्रिया से ये बनते हैं। ये जल के साथ शीघ्र उद्विग्न हो जाते हैं। बेरीलियम आयोडाइड कार्बनिक यौगिकों के साथ भी प्रतिक्रिया देता है।

बेरीलियम क्लोराइड भी इसी प्रकार बनता है। बेरीलियम फ्लोराइड और क्लोराइड बहुत से लवणों के साथ द्विगुण लवण बनाते हैं।

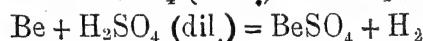
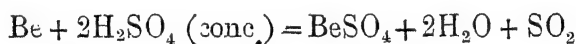
बेरीलियम ऑक्साइड और कार्बन के मिश्रण पर (अथवा गरम बेरीलियम कार्बाइड पर) क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर निर्जल बेरीलियम क्लोराइड बनता है।

बेरीलियम नाइट्रेट, $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ —यह बेरीलियम कार्बोनेट या हाइड्रॉक्साइड पर नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनता है। यह बड़ा जलप्राही है, और कठिनता से इसके मणिभ मिलते हैं। इसका एक भास्मिक लवण, $\text{BeNO}_3 \cdot \text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ भी मिलेय है।

बेरीलियम कार्बाइड, BeC_2 —यह बेरीलियम ऑक्साइड को कार्बन के साथ बिजली की भट्टी में तपाने पर बनता है। यह पानी या हलके अम्लों के योग से शुद्ध मेथेन (methane) देता है।

बेरीलियम कार्बोनेट, $\text{BeCO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ —बेरीलियम लवण के विलयन में सोडियम कार्बोनेट छोड़ने पर अनिश्चित रचना का भास्मिक कार्बोनेट अवक्षिप्त होता है। यदि इस पर कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित किया जाय, तो सामान्य कार्बोनेट बन जाता है, जो कठिनता से मणिभ देता है।

बेरीलियम सल्फेट, $\text{BeSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ($x=1, 2, 4, 6$)—बेरीलियम धातु और गन्धक के तेजाब के योग से जैसा ऊपर कहा जा चुका है, यह बनता है।



इसे 220° तक गरम करें तो निर्जल सल्फेट, और रक्ततप्त करें तो BeO बन जाता है। यह ताँबे, निकेल या लोहे के सल्फेटों के साथ मिश्रित मणिभ नहीं बनाता (मेगनीशियम से तुलना करो)।

बेरीलियम टारट्रेट—बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड और टारटेरिक एसिड के योग से यह बनता है। न केवल यह ऐसा करने पर अम्लीय हाइड्रोजन का विस्थापन करता है, बल्कि टारट्रेट मूल के हाइड्रोजन को भी विस्थापित करता है। सोडियम टारट्रेट के साथ द्विगुण लवण बनाता है। टारट्रेटों के आणविक घूर्णन (molecular rotation) को परिवर्तित कर देता है।

भास्मिक बेरीलियम ऐसीटेट—यह हैम ऐसीटिक ऐसिड और बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड (या कार्बोनेट) के योग से बनता है। यह कम विलेय है पर उद्विग्न हो कर धुल जाता है। यह पिघलने और उबलने पर भी नहीं विभाजित होता।

कार्बनिक यौगिक—बेरीलियम द्विएथिल या द्विप्रोपिल के समान कार्बनिक यौगिकों के साथ संयुक्त होकर यौगिक देता है।

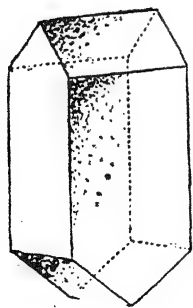
मेगनीशियम, Mg

[Magnesium]

मेगनीशियम के सल्फेट और कार्बोनेट यौगिकों से लोगों का परिचय पुराना है। मेगनीशिया शब्द भी पुराना है, पर यह अनिश्चित है, कि इस शब्द से किन यौगिकों का अभिप्राय था। ऐसी भी संभावना की जाती है, कि इन यौगिकों में से कइयों में मेगनीशियम तत्व न भी रहा हो। मेगनीशियम धातु तो सब से पहले १८०८ में डेवी (Davy) ने क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से तैयार की।

खनिज—इसके मुख्य खनिज निम्न हैं—(१) मेगनेसाइट, $MgCO_3$, (२) डोलोमाइट, $MgCO_3 + CaCO_3$, (३) कीजराइट, $MgSO_4 \cdot H_2O$, (४) एप्सोमाइट, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, (५) कार्नेलाइट, $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$, (६) एस्वेस्टस, $CaMg_3(SiO_3)_4$ । बहुत से स्रोतों के पानी में मेगनीशियम सल्फेट होता है। पत्तियों में जो हरा पदार्थ क्लोरोफिल है, उसमें भी मेगनीशियम होता है।

भारतवर्ष में भी मेगनेसाइट काफी पाया जाता है। सलेम प्रान्त की खड़िया मिट्टी की पहाड़ियों में बीच-बीच में मेगनेसाइट के खनिज के श्वेत स्नायु हैं। सन् १९३७ में सलेम से २३७८२ टन मेगनेसाइट निकाला गया (मूल्य १४०७०८ रुपया)। यहाँ का मेगनेसाइट खनिज लगभग ९६-९९ प्रतिशत शुद्ध है, और इसे काम में लाने के लिए एक मेगनेसाइट-सिंडिकेट भी बना था। मेगनेसाइट को उसी स्थल पर तपाया जाता है। एक तो, ८००° पर हलका निस्तापन करते हैं, और दूसरे, १७००° पर जोर से भस्मीकरण करते हैं (इस प्रकार



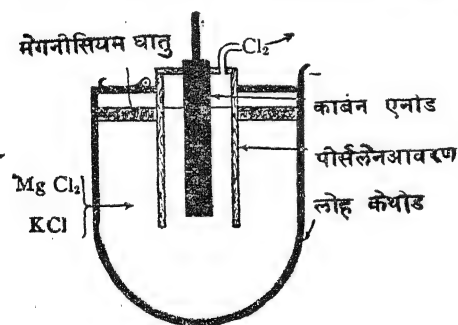
चित्र ६३—एप्सम लवण ९२-९३% शुद्धता का MgO प्राप्त होता है। •

धातुकर्म—१. बुसी विधि (Bussy's method)—यदि निर्जल मेगनीशियम क्लोराइड को पोटैसियम धातु के साथ गलाया जाय तो मेगनीशियम धातु मिलती है—



२. विद्युत् विच्छेदन विधि—यह कहा जा चुका है कि डेवी ने १८०८ में मेगनीशियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से मेगनीशियम धातु तैयार की। बुन्सन (Bunsen) ने मेगनीशियम क्लोराइड को "पोर्सिलेन की मूषा में गलाया। जेबदार सूराख वाले कार्बन का उपयोग कैथोड (ऋणद्वार) के लिये किया। इस द्वार पर जो धातु मुक्त हुई वह इन सूराखों में प्रविष्ट हो गयी, और इस प्रकार आग पकड़ने से बची रही।

आज कल मेगनीशियम धातु गले हुये कार्नेलाइट, $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$,



के विद्युत् विच्छेदन से बनती है। कृत्रिम विधि से बनाये गये मेगनीशियम क्लोराइड (मेगनीशियम कार्बोनेट या ऑक्साइड पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से) से भी यह बनायी जा सकती है। चाहे मेगनीशियम क्लोराइड का

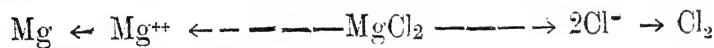
चित्र ६४—मेगनीशियम धातु अकेले विद्युत् विच्छेदन करना हो, चाहे इसमें पोटैसियम क्लोराइड मिला कर, दोनों अवस्था में ही इसे गलाने से पूर्व निर्जल कर लेना आवश्यक है। इसके मणिम ($\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) को साधारणतया गरम करने पर केवल ४ अणु पानी के निकल जाते हैं; शेष दो कठिनाई उपस्थित करते हैं क्योंकि निम्न विभाजन प्रतिक्रिया होने लगती है—



पर यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड के आधिक्य का प्रयोग किया जाय तो विभाजन रुक सकता है। वस्तुतः जलयुक्त मेगनीशियम क्लोराइड को 340° पर शुष्क हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस में गरम करके शुद्ध निर्जल (anhydrous) मेगनीशियम क्लोराइड (९६.८% शुद्धता का) प्राप्त कर लेते हैं।

आधुनिक विधि में विद्युत् विच्छेदन का कुण्ड या अवगाहन (bath) इस्पात का बना ६ फुट X ३ फुट आकार का सन्दूक सा होता है। इसमें दुर्गन्ध पदार्थ (refractory material) का अस्तर लगा होता है। एक बार में ६-७ मन विद्युत् विच्छेद्य (KCl ५०%, MgCl₂ १५%, NaCl ३५%) इसमें लिया जा सकता है। अवगाहन का सर्वोचित तापक्रम (optimum temperature) ६००° है क्योंकि यह धातु के द्रवणांक से काफी ऊँचे पर है। धनद्वार (एनोड) कार्बन या ग्रेफाइट के लेते हैं, और इन पर सीसा चढ़ा होता है। एनोड की पोर्सिलेन की टोपी गले हुये विद्युत् विच्छेद्य में डूबी रहती है। एनोड का यह डूबा हुआ भाग पानी के प्रवाह से ठंढा रक्खा जाता है, जिससे इसके चारों ओर गला हुआ विद्युत् विच्छेद्य जम जाता है, और इस प्रकार एनोड क्लोराइड आदि लवणों के क्षारण (corrosion) से (यदि ये अवगाहन में डाल दिये गये हों) बचा रहता है। पोर्सिलेन की टोपियों में जो नल लगे होते हैं, उनमें विद्युत् विच्छेदन से बनी हुई क्लोरीन बाहर निकाल ली जाती है, और मैग्नीशियम क्लोराइड बनाने के काम आती है।

कैथोड लोहे या इस्पात के छड़ होते हैं। ये या तो विद्युत् विच्छेद्य में नीचे से ऊपर को होकर, या ऊपर से नीचे की ओर लटके रहते हैं। इन पर मैग्नीशियम बूँद बूँद हो कर इकट्ठा होता है, और फिर यह सब बूँदें मिल कर ऊपर उतरा आती हैं। कैथोड और एनोड के बीच में पोर्सिलेन की जो टोपियाँ हैं, वे क्लोरीन के आक्रमण से मैग्नीशियम को बचाये रखती हैं।

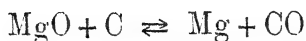


इस्पात का कैथोड [KCl + NaCl] कार्बन का एनोड
(द्रावक) (एनोड पर पोर्सिलेन की टोपी)

(क्लोरीन गैस टोपी में लगे नलों से बाहर जाती है)।

इस विधि से ६६.६ प्रतिशत शुद्ध मैग्नीशियम मिलता है। इसे फिर निर्जल मैग्नीशियम क्लोराइड और सोडियम क्लोराइड के मिश्रण के साथ गला कर शुद्ध कर लेते हैं।

(३) ताप-अपचयन विधि--मैग्नीशियम को विद्युत् विच्छेदन की विधि से तैयार करने में बहुधा खर्च ज्यादा पड़ता है। मैग्नीशियम ऑक्साइड को कार्बन के साथ यदि ऊँचे तापक्रम पर गरम किया जाय तो निम्न प्रतिक्रिया होगी—



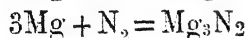
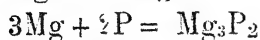
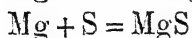
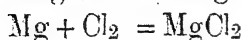
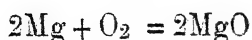
यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है। साधारणतया 1120° तापक्रम पर मेगनीशियम खवित होने लगता है, अतः यह मेगनीशियम ऑक्साइड से इस प्रकार अलग किया जा सकता है। पर प्रतिक्रिया के उत्क्रमणीय होने के कारण कार्बन एक्साइड फिर मेगनीशियम से प्रतिकृत होकर मेगनीशियम ऑक्साइड देने लगता है। यह उत्क्रमणता 1120° से 1250° तक के बीच में विशेष रूप से होती है। इस बाधा को दूर किया जा सकता है यदि तापक्रम 2000° से ऊँचा रखा जाय। इस तापक्रम पर उत्क्रमणता कम ही होती है। प्रतिक्रिया-गृह से बाहर निकलते ही द्रव हाइड्रोजन द्वारा दोनों की (Mg और CO की) वाष्पों को एक दम ठंडा कर दिया जाता है। तापक्रम गिर कर 200° हो जाता है। इस अवस्था में मेगनीशियम की वाष्प ठोस रूप धारण कर लेती है। इस प्रकार प्राप्त मेगनीशियम का एक बार फिर खवण कर लिया जाता है।

धातु के गुण—मेगनीशियम धातु का रंग चाँदी के समान सफेद होता है। यह 650° पर पिघलती है। यह काफी दृढ़ धातु है और इसके तार या फीते बनाये जा सकते हैं। हलकी होने के कारण इसका उपयोग हवाई जहाजों में हो सकता था, पर नमी का इस पर बहुत प्रभाव पड़ता है, यह इसका अवगुण है।

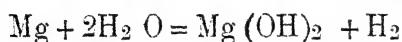
मेगनीशियम और ऐल्यूमीनियम की मिश्रधातु मेगनेलियम (magnalium) दृढ़ पर हलके होने के कारण बड़े काम की है।

यदि हवा शुष्क हो तो साधारण तापक्रम पर इसका धातु पर कोई असर नहीं होता, पर यदि गरम किया जाय, तो यह धातु बड़ी तेज चमक से हवा में जलने लगती है। सफेद रंग की रोशनी निकलती है। रात में इस रोशनी की सहायता से फोटो उतारी जा सकती है। इस काम के लिये मेगनीशियम धातु और पोटैशियम परमैंगनेट का महीन मिश्रण बड़े काम का है।

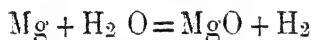
मेगनीशियम बड़ी आसानी से अधातु तत्वों के साथ, जैसे ऑक्सीजन, हैलोजन, गन्धक, फॉस्फोरस, नाइट्रोजन, और आर्सेनिक के साथ उग्रता के साथ प्रतिक्रिया करता है। क्लोरीन, आयोडीन, और ब्रोमीन एवं गन्धक की वाष्पों में यह तेज रोशनी के साथ जलता है।



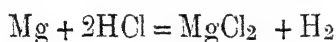
मेगनीशियम ठंडे पानी के साथ धीरे धीरे पर गरम पानी के साथ तेजी से प्रतिक्रिया करता है। इस प्रकार हाइड्रोजन देता है--



यदि भाप में गरम किया जाय तो यह जल उटता है--

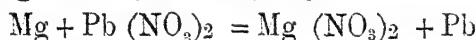


हलके अम्लों के साथ हाइड्रोजन देता है, और इसके लवण बनते हैं--

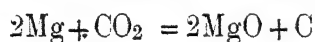


क्षारों का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता।

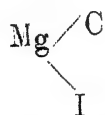
मेगनीशियम इतना प्रबल विद्युत् धनात्मक है कि लगभग सभी लवणों में से यह धातुओं को बाहर निकाल देता है--



यह प्रतिक्रिया में इतना उग्र है कि कार्बन डिऑक्साइड का ऑक्सीजन भी छीन लेता है। इस गैस में मेगनीशियम का तार जलता रहता है--



मेगनीशियम अनेक कार्बनिक यौगिकों के साथ भी संयुक्त होकर ग्रिगार्ड (Grignard) यौगिकों के समान पदार्थ देता है--

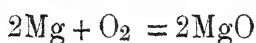


यह यौगिक एथिल आयोडाइड को ईथर में घोल कर मेगनीशियम फीते के टुकड़े डालने पर बनता है।

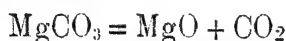
मेगनीशियम का परमाणु भार--ड्यूलोन और पेटी के नियम के आधार पर इसका परमाणु भार २४ के लगभग होना चाहिये। इसका रासायनिक तुल्यांक १२.१५ है। मेगनीशियम क्लोराइड से सिल्वर

क्लोराइड बना कर जो सम्बन्ध निकला है, उससे भी इसकी पुष्टि होती है। अतः इसका परमाणुभार २४.३० है।

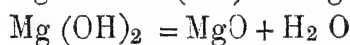
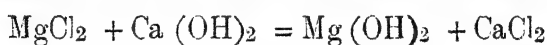
मेगनीशियम ऑक्साइड—मेगनीशियम उस्ता (usta), MgO — मेगनीशियम को हवा में जलाने पर यह बनता है—



मेगनीशियम कार्बोनेट को तपा कर भी इसे बना सकते हैं। यह इसके बनाने की व्यापारिक विधि है—



मेगनीशियम क्लोराइड के ऊपर बुके चुने की प्रतिक्रिया करने पर हाइड्रॉक्साइड बनता है, उसके निस्तापन से ऑक्साइड पा सकते हैं—

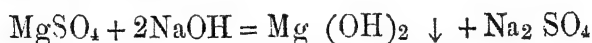


यह श्वेत चूर्ण है। विद्युत् भट्टी में गरम करने पर यह पारदर्शक मणिभ देता है जिनका द्रवणांक 2250° है। और गरम करने पर चुने के समान उड़नशील वाष्प देता है।

मेगनीशियम और फेरिक ऑक्साइड के मिश्रण, $MgO + Fe_2O_3$, को गलाने पर मेगनोफेराइट नामक एक पदार्थ मिलता है। MgO और यह मेगनोफेराइट दोनों ही दुर्द्रव्य (refractory) पदार्थ हैं, अतः भट्टियों के अस्तर के काम आते हैं।

मेगनीशियम के क्षारीय प्रभाव के कारण, इसका उपयोग दवाओं में अम्लता को कम करने में होता है।

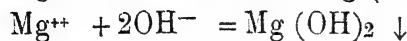
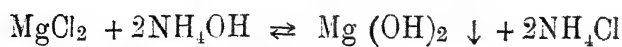
मेगनीशियम हाइड्रॉक्साइड, $Mg(OH)_2$ — मेगनीशियम लवण के विलयन में यदि कार्बिक सोडा का विलयन छोड़ा जाय तो हाइड्रॉक्साइड का सफेद अवक्षेप आवेगा—



यह पानी में काफ़ी कम घुलता है, इसका विलेयता गुणनफल $[Mg][OH]^2 = 1.2 \times 10^{-11}$ है।

यदि अकेला अमोनियम हाइड्रॉक्साइड मेगनीशियम लवण के विलयन में छोड़ा जाय तो भी हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आवेगा। पर यदि

अमोनियम क्लोराइड इस मिश्रण में मिला दें तो फिर अवक्षेप आना बन्द हो जायगा—प्रतिक्रिया की उत्क्रमणीयता निम्न प्रकार है—



अमोनियम क्लोराइड डालने पर अमोनिया के विलयन में से हाइड्रॉक्साइड आयन इतनी कम हो जाती हैं, कि फिर विलेयता गुणनफल का पार करना कठिन हो जाता है—

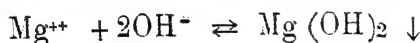
$$\frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = K ; [\text{OH}^-] = K \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+]}$$

[अतः NH_4^+ सान्द्रता बढ़ने पर OH^- की सान्द्रता कम हो जाती है]

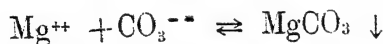
और इसलिये मेगनीशियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप नहीं आता।

मेगनीशियम आयन (Mg^{++}) की प्रतिक्रियायें—मेगनीशियम के प्रत्येक विलेय लवण में मेगनीशियम आयन होती हैं जिन पर दो इकाई धनात्मक आवेश होता है। सभी मेगनीशियम लवणों के विलयन निम्न रसों के साथ अवक्षेप देते हैं—

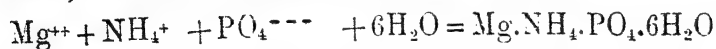
(१) अमोनियम हाइड्रॉक्साइड के साथ जो अवक्षेप आता है, वह किसी भी विलेय अमोनियम लवण के सान्द्र विलयन में विलेय है—



(२) अमोनियम कार्बोनेट के साथ भी मेगनीशियम लवण मेगनीशियम कार्बोनेट का अवक्षेप देते हैं, पर यह भी अमोनियम क्लोराइड में विलेय है।



(३) अमोनिया और अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति में सोडियम फॉस्फेट, Na_2HPO_4 , के साथ श्वेत अवक्षेप आता है—



यह मणिभीय श्वेत अवक्षेप पानी में, और उससे अधिक अमोनिया के विलयन में अविलेय है। अतः परीक्षण में इस प्रतिक्रिया का उपयोग किया जाता है।

मेगनीशियम पराक्साइड, MgO_2 —यदि कॉस्टिक सोडा का

विलयन मेगनीशियम सल्फेट के विलयन में हाइड्रोजन परीक्साइड की उपस्थिति में छोड़ा जाय, तो एक अनिश्रित यौगिक जो संभवतः परीक्साइड है, बनता है। यह धीरे धीरे ऑक्सीजन दे डालता है।

मेगनीशियम फ्लोराइड, MgF_2 —मेगनीशियम और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के योग से यह बनता है। एसिड आधिक्य में लेकर दोनों के मिश्रण को उड़ा लेना चाहिये। फ्लोराइड सेलाइट खनिज में भी पाया जाता है।

मेगनीशियम क्लोराइड, $MgCl_2$ —यदि कार्नेलाइट (carnallite) खनिज को गला कर ठंडा किया जाय तो 106° पर इसमें से पोटैशियम क्लोराइड सब का सब मणिभ बन कर बैठ जाता है, पर मेगनीशियम क्लोराइड, $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ अब भी गली अवस्था में रहता है। कई बार क्रमपूर्वक गलाने पर शुद्ध मेगनीशियम क्लोराइड बच रहता है।

क्लोराइड के मणिभों, $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, को गरम किया जाय, तो जंसा पहले कहा जा चुका है, पानी के ४ अणु तो आसानी से दूर हो जाते हैं पर फिर और गरम करने पर निम्न प्रतिक्रिया होने लगती है—

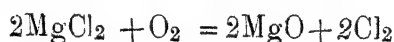


अतः इस विधि से निर्जल मेगनीशियम क्लोराइड नहीं बनाया जा सकता।

निर्जल क्लोराइड बनाने के लिये हम तीन विधियों का प्रयोग कर सकते हैं—(१) हाइड्रेट को शून्य में 105° तक गरम करके, (२) मेगनीशियम क्लोराइड और अमोनियम क्लोराइड के द्विगुण लवण, $MgCl_2 \cdot NH_4Cl \cdot 6H_2O$ को शुष्क करके अच्छी तरह तपा कर, और (३) इसके मणिभों को शुष्क हाइड्रोक्लोरिक एसिड के प्रवाह में गरम करके।

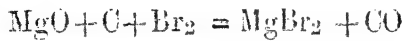
हाइड्रेट युक्त मेगनीशियम क्लोराइड के नीरंग जलग्राही मणिभ होते हैं, जिनका स्वाद कटु होता है। यह पानी में बहुत विलेय है। साधारण तापक्रम पर १०० ग्राम पानी में १३० ग्राम घुलता है, और 100° पर ३६६ ग्राम। एलकोहल के साथ निम्न प्रकार के यौगिक, $MgCl_2 \cdot 6C_2H_5OH$ देता है।

निर्जल लवण को ऑक्सीजन के प्रवाह में गरम किया जाय तो इसमें से कुछ का निम्न प्रकार विभाजन हो जाता है—



मैगनीशियम क्लोराइड का सान्द्र विलयन मैगनीशियम ऑक्साइड के साथ संयुक्त होकर ऑक्सिक्लोराइड बनाता है। दोनों के मिश्रण से ($MgCl_2$, $5MgO$, जल) इस प्रकार का सीमेंट के समान पदार्थ बनता है, जो थोड़ी देर में जम कर ठोस दृढ़ पदार्थ देता है।

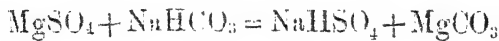
मैगनीशियम ब्रोमाइड, $MgBr_2 \cdot 6H_2O$ —यह समुद्र के पानी में पाया जाता है। मैगनीशियम को ब्रोमीन वाष्पों में जलाने पर यह बनता है। मैगनीशियम ऑक्साइड, हड्डी का कोयला और ब्रोमीन वाष्पों के योग से भी बनता है—



यह श्वेत मणिर्भाय पदार्थ है।

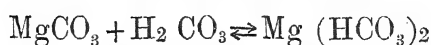
मैगनीशियम आयोडाइड, $MgI_2 \cdot 8H_2O$ —मैगनीशियम ऑक्साइड को हाइड्रोआयोडिक एसिड में घोलने पर यह बनता है। इसके मणिभ जलग्राही हैं। यह शीघ्र बिभाजित होकर आयोडीन देता है।

मैगनीशियम कार्बोनेट, $MgCO_3$ —यह प्रकृति में मैगनेसाइट के रूप में, अथवा कैल्सियम कार्बोनेट के साथ डोलोमाइट में पाया जाता है। यदि सोडियम बाइकार्बोनेट के विलयन को कार्बन द्विऑक्साइड से संतृप्त कर लिया जाय और फिर मैगनीशियम लवण के विलयन में छोड़ा जाय तो धीरे धीरे मैगनीशियम कार्बोनेट का अवक्षेप आवेगा—



पर यदि मैगनीशियम लवण के विलयन में सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ा जाय, तो हाइड्रो-युक्त भास्मिक कार्बोनेटों का अवक्षेप आवेगा। यदि यह अवक्षेपण ठंडे तापक्रम पर किया जाय तो बहुत सा हल्का अवक्षेप मिलेगा जिसका नाम मैगनीशिया एल्बा लेविस (*alba levis*) है। यदि उबलते विलयन में अवक्षेपण किया जाय तो भारी अवक्षेप आवेगा जिसे मैगनीशिया एल्बा पोंडरोसा (*magnesia alba ponderosa*) कहते हैं। इनके सूत्र क्रमशः $5MgCO_3 \cdot Mg(OH)_2 \cdot 3H_2O$ और $3MgCO_3 \cdot Mg(OH)_2 \cdot 4H_2O$ हैं।

मैगनीशियम कार्बोनेट पानी में अविलेय है पर कार्बन द्विऑक्साइड के प्रवाह में यह घुल जाता है। ऐसा होने पर मैगनीशियम बाइकार्बोनेट बनता है—

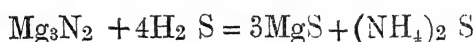


मेगनीशियम कार्बोनेट अमोनियम लवणों की विद्यमानता में भी घुल जाता है।

मेगनीशियम नाइट्राइड, Mg_3N_2 —जब मेगनीशियम धातु नाइट्रोजन के प्रवाह में गरम की जाती है, तो नाइट्राइड बनता है। $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$ । थोड़ी सी हवा में यदि मेगनीशियम चूर्ण गरम किया जाय (जैसे बन्द मूषा में), तो मेगनीशियम ऑक्साइड तो ऊपर की तह में होगा, और नीचे नाइट्राइड होगा। नाइट्राइड पीले रंग का चूर्ण है। यह पानी के साथ मेगनीशियम हाइड्रॉक्साइड और अमोनिया देता है—



यह नाइट्राइड हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ अमोनियम सल्फाइड और मेगनीशियम सल्फाइड का मिश्रण देता है।



मेगनीशियम नाइट्रेट, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —यह मेगनीशियम कार्बोनेट और नाइट्रिक एसिड के योग से बनता है। यह अत्यन्त विलेय और जलग्राही है। क्लोराइड के समान इसे भी केवल गरम करके निर्जल नहीं कर सकते।

मेगनीशियम सल्फाइड, MgS —मेगनीशियम को हाइड्रोजन सल्फाइड के प्रवाह में गन्धक के साथ गरम करके यह बनाया जा सकता है।

मेगनीशियम नाइट्राइड और हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से बनने की विधि का उल्लेख अभी ऊपर किया जा चुका है। यह बड़ा अस्थायी यौगिक है।

मेगनीशियम सल्फेट, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —सन् १७२६ में हौफमेन (Hoffmann) ने सब से पहले बताया कि यह एक प्रकार के खटिक-पार्थिव (calcareous earth) और सल्फ्यूरिक एसिड के योग से बनता है।

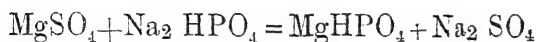
प्रकृति में सल्फेट कीज़ेराइट (Kieserite) $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, और एप्सोमाइट, (epsomite) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के रूप में पाया जाता है। बहुत से चश्मों के पानी में भी यह होता है। इसके सतहाइड्रेट को एप्सम लवण (Epsom salt) भी कहते हैं। यदि कीज़ेराइट खनिज को पानी के

संसर्ग में रक्खा जाय, तो यह धीरे धीरे एप्सम लवण में परिणत हो जाता है। डोलोमाइट (dolomite) और सल्फ्यूरिक एसिड के योग से भी मैग्नीशियम सल्फेट बना सकते हैं। (अविलेय कैल्सियम सल्फेट को निथार कर या छान कर अलग कर देते हैं।) साफ विलयन में से मणिभीकरण द्वारा मणिम प्राप्त कर लेते हैं।

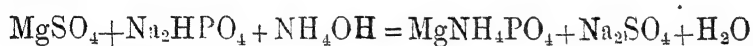
इसके मणिभों में कटु और तीक्ष्ण स्वाद होता है। 0° पर १०० ग्राम पानी में ये २५.७६ ग्राम विलेय हैं। गरम किये जाने पर इन मणिभों में से पानी के ६ अणु तो $100-150^{\circ}$ के बीच में आसानी से पृथक् हो जाते हैं, पर अन्तिम सातवाँ अणु 200° से नीचे अलग नहीं होता।

मैग्नीशियम सल्फेट के विलयन का उपयोग दवाई में हलके रेशकों के रूप में किया जाता है।

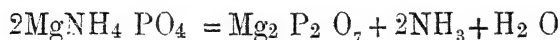
मैग्नीशियम फॉस्फेट, $Mg_3(PO_4)_2$ — मैग्नीशियम लवण के विलयन में सोडियम फॉस्फेट का विलयन डालने से मैग्नीशियम फॉस्फेट का श्वेत अवक्षेप मिलता है—



यदि अवक्षेपण अमोनिया और अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति में किया जाय तो मैग्नीशियम अमोनियम फॉस्फेट का मणिभीय अवक्षेप आवेगा—



इस अवक्षेप को यदि सुखा कर तपाया जाय तो मैग्नीशियम पायरो-फॉस्फेट का अविलेय चूर्ण बनेगा—



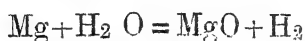
मैग्नीशियम का परिमापन इसी विधि से प्रयोगरसायन में किया जाता है। मैग्नीशियम आर्सीनेट, और पायरो-आर्सीनेट, $Mg_2As_2O_7$, भी इन्हीं के समान होते हैं।

मैग्नीशियम से बनी मिश्रधातुयें—(१) मैग्नीशियम धातु सीसे के साथ एक क्रियाशील मिश्र धातु या धातु संकर, Mg_2Pb , देती है। यह हवा से ऑक्सीजन शीघ्र शोषण कर लेती है।

(२) मैग्नीशियम और जस्ते के योग से (९५% Mg, ५% Zn) इलक्ट्रोन (electron) नामक मिश्र धातु बनती है।

(३) ६० प्रतिशत ऐल्यूमीनियम और १० प्रतिशत मेगनीशियम से मेगनेलियम (magnalium) नामक धातु-संकर बनता है जिसका उपयोग हवाई जहाज और मोटरों के लिये किया जाता है।

(४) पारा और मेगनीशियम को साथ साथ गरम करने से मेगनीशियम संरस (एमलगम) बनता है। यह ठंडे पानी से भी शीघ्रता से प्रतिक्रिया करता है—



कैल्सियम, Ca

[Calcium]

कैल्सियम धातु मुक्त रूप से तो प्रकृति में नहीं पायी जाती है, पर इसके यौगिकों से हमारा चिर-परिचय रहा है। चूने का पत्थर, खड़िया और संगमरमर हमारे व्यवहार के अति प्राचीन पदार्थ हैं। चूने के पत्थरों को फूंक कर चूना बनाना हमारे देश की अति प्राचीन विधि है। चूने, चूने के पत्थर और बुके चूने में क्या सम्बन्ध है, इसकी विस्तृत गवेषणा सन् १७५६ के लगभग ब्लैक (Black) ने की। सन् १८०८ में डेवी ने पहली बार कैल्सियम धातु तैयार की पर यह अशुद्ध थी। शुद्ध कैल्सियम मोयसाँ (Moissan) ने सन् १८९८ में गणिम स्थिति में पाया।

खनिज—कैल्सियम कार्बोनेट, CaCO_3 , प्रकृति में कई रूपों में पाया जाता है जैसे कैल्साइट, संगमरमर, चूने का पत्थर, कंकड़, और खड़िया। डोलोमाइट (dolomite) में कैल्सियम के साथ साथ मेगनीशियम कार्बोनेट भी है। कैल्सियम सल्फेट का खनिज ऐनहाइड्राइट, (anhydrite) CaSO_4 और जिप्सम (gypsum) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ है। पर्वतों के शिलाप्रस्तरों में कैल्सियम फॉस्फेट मिलता है। फ्लोरस्पर (fluorspar), CaF_2 लगभग शुद्ध कैल्सियम फ्लोराइड है। क्लोरोपेटाइट (chlorapatite) $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$, में फ्लोराइड और फॉस्फेट दोनों का मिश्रण है।

वनस्पतियों में और पेड़-पौधों में भी यह बहुत पाया जाता है और शरीर की हड्डी में तो इसका फॉस्फेट प्रमिश्र ही है।

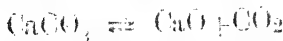
° चूने का पत्थर—हमारे देश में प्रतिवर्ग २,६३५,३३० (१६३७) टन

कैल्सियम कार्बोनेट (चूने का पत्थर और कंकड़) का व्यवहार होता है। इसमें से ३२% विहार और उड़ीसा से, ३२% मध्यप्रान्त से, १८.५% पंजाब से, १२.८% बर्मा से, ८.३% राजपूताने से और ५.३% मध्य भारत से आता है। चूने के पत्थर से सीमेंट बनाने के अनेक कारखाने खुल गये हैं। रोहतासगढ़, देहरी-आन-सोन, जापला, आदि स्थानों का चूने का पत्थर प्रसिद्ध है। धारवारी पर्वतों में डोलोमाइट भी होता है। इधर मध्यप्रान्त में निंध्या की श्रेणियाँ इस प्रकार के पत्थर के लिये प्रसिद्ध हैं। करनी और जबलपुर इसके काम के अच्छे केन्द्र हैं। गीवाँ और गैडर का पत्थर बहुत प्रसिद्ध है। इसके प्राकृतिक मणिम कैल्साइट (calcite) और परागोनाइट (aragonite) हैं।

संगमरमर—संगमरमर के लिये जोधपुर में मकराना, अजमेर में खरवा, और इनके अतिरिक्त जैपुर, अलवर, जबलपुर और किशनगढ़ इनके लिये प्रसिद्ध हैं। गुलाबी रंग के संगमरमर अरावली पर्वत की श्रेणियों में और नरमिहपुर (मध्यप्रान्त) में पाये जाते हैं। धूसर रेखाओं से युक्त जोधपुर का संगमरमर और मंडी और दातला पहाड़ियों का काला संगमरमर प्रसिद्ध है। कोयम्बटोर में धूसर-श्वेत और मांस के रंग का संगमरमर मिलता है। वड़ौदा में हरी, गुलाबी, और सफेद नित्तियों का पत्थर मिलता है। हरे और पीले संगमरमर मद्रास के करनूल जिले में पाये हैं। सन् १८२७ में ८११६ टन संगमरमर की खोदाई हुई।

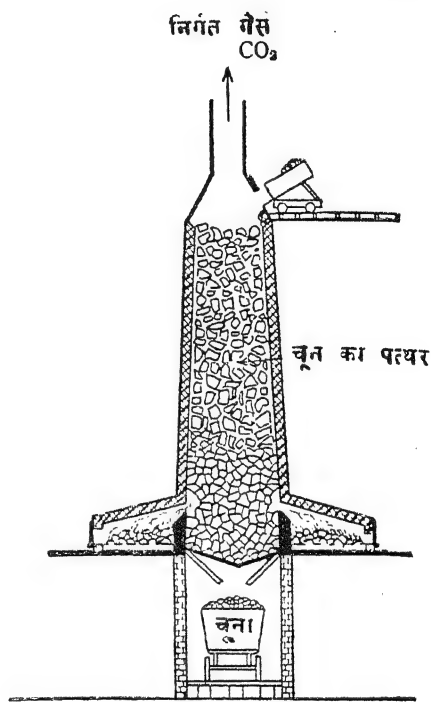
चूना—रासायनिक व्यवसाय में चूने का बहुत उपयोग होता है। यह सब से सस्ता द्रव्य है, और जैसा कि पहले कहा जा चुका है, कौस्तिक सोडा भी पहले इसी की सहायता से बनाया जाता था। मकानों के निर्माण में चूने का प्लास्टर बहुत काम आता है। इससे पोताई भी की जाती है। पान के साथ इसका थोड़ा सा व्यवहार होता ही है। गन्ने के रस की सफाई में और रंगों के व्यवसाय में भी इसका उपयोग होता है।

चूना कैल्सियम कार्बोनेट (खड़िया और चूने के पत्थर) को भट्टियों में फूँक कर तैयार किया जाता है। ६००° तक गरम करने पर यह कार्बोनेट विभाजित होकर बरी का चूना देता है—



हमारे देश में लगभग प्रत्येक बड़े नगर के आसपास चूना तैयार करने

के भट्टे हैं। देसी विधि में तो नीचे लकड़ी की ढेरी रख कर ऊपर से पत्थरों को रख कर आग लगा देते हैं, और चूना तैयार हो जाता है। इस प्रकार से जो चूना मिलता है, उसका रूप, रंग और गुण अनिश्चित होता है। आज कल फुंकाई के लिये ४०-५० फुट ऊँचे शैफ्ट भट्टे (shaft kiln) आग्नेय ईंटों के बनाये जाते हैं। प्रतिक्रिया में जो कार्बन दिऑक्साइड गैस बनती है वह हमारे देश में तो व्यर्थ जाती है, पर बड़े बड़े कारखानों में इसका उपयोग चीनी के कारखानों में या अमोनिया-सोडा विधि में कर लिया जाता है। भट्टों में एक परत चूने के पत्थर की, फिर एक परत कोयले या कोक की, और इसी क्रम से एक पर एक परत लगाते जाते हैं। शैफ्ट में हवा का जो प्रवाह बनता है, उससे भट्टा प्रज्वलित रहता है। तैयार चूना भट्टे के नीचे वाले द्वार से निकाल लिया जाता



चित्र ५७—चूने का भट्टा

है। इस विधि से तैयार चूने में थोड़ा सा कोयला मिला रह जाता है।

कुछ भट्टियों में ऐसा सुधार किया गया है कि मुख्य शैफ्ट में तो चूने का पत्थर रखते हैं, और भट्टे के चारों ओर आगे अलग बने होते हैं जिनमें कोयला जलाया जाता है। इस प्रकार तैयार चूने में कोयला मिले रहने की संभावना कम रहती है।

कहीं कहीं तो शैफ्ट भट्टियों के स्थान पर घूर्ण भट्टियों (rotary kiln) का उपयोग किया जाता है। यह १२५ फुट लम्बी और ८ फुट व्यास की होती है और धीरे धीरे घूमती रहती है। इन भट्टियों को पिसे हुये

कोयले, या तैल की भीसी अथवा उत्पादक या प्रोड्यूसर गैस की ज्वाला से प्रज्वलित रखते हैं। इन भट्टियों में से जो गैस बाहर आती है उनका तापक्रम 700° के लगभग होता है। इनकी गरमी से बॉयलरों को गरम करने का काम लिया जाता है। घूर्ण भट्टियों से एक बड़ा लाभ यह है कि इनमें पत्थरों के छोटे छोटे टुकड़े भी काम आ सकते हैं।

मॉर्टर अर्थात् गारे का चूना—साधारण भट्टों में जो चूना तैयार किया जाता है, उसका उपयोग गारे के काम में होता है। इसे बालू के साथ पानी मिला कर साना जाता है। इस प्रकार के गारे से ईंटों की जुड़ाई और दीवारों या फर्शों का अस्तर किया जाता है। सूखने पर इसका पानी तो उड़ जाता है और कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड हवा से कार्बन डाइऑक्साइड का शोषण करके कैल्सियम कार्बोनेट बन जाता है। पर चूने की दृढ़ता का कारण कार्बोनेट का बनना नहीं है। दृढ़ता तो केवल पानी के उड़ने के कारण आती है।

भट्टों से प्राप्त जुड़ाई के काम का चूना भूरे-धूसर रंग का होता है। पोताई या सफेदी के काम का चूना “सफेदी” या “वरी का चूना” कहलाता है और सफेद रंग का होता है। वरी के चूने में भी रेल के कोयले की राख अच्छी तरह घोट कर जो प्लास्टर बनता है, उससे भी जुड़ाई और अस्तर का काम लिया जाता है।

जिप्सम या सिलखड़ी— $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —खनिज रूप में जो जिप्सम मिलता है वह पारदर्शक मणिभीय होता है। इसे सेलेनाइट (selenite) कहते हैं। एक दूसरा बे-रवे वाला रूप एलेबेस्टर (alabaster) कहलाता है। हमारे देश में ३५% जिप्सम राजपूताने से, ५५% मेलम प्रान्त से और शेष काश्मीर, मद्रास आदि स्थानों से आता है। ४३०६० टन जिप्सम सन् १९३७ में निकाला गया था।

प्लास्टर आबू पेरिस (Plaster of Paris)—जिप्सम को यदि $100-200^{\circ}$ तक गरम किया जाय तो इसका कुछ पानी निकल जाता है, इस समय यह प्लास्टर आबू पेरिस कहलाता है।



इस्पात के बड़े बड़े वर्तनों में जिनमें कई टन माल आ सकता है, सिलखड़ी को गरम करके प्लास्टर आबू पेरिस बनाते हैं। इस काम के लिये घूर्ण-

मट्टियों का भी प्रयोग हो सकता है। इस प्रकार बनाये गये प्लास्टर ऑफ पेरिस चूर्ण में यदि पानी मिलाया जाय, तो यह लगभग पाँच मिनट में ठोस जम जाता है और कुछ फिलता भी है। इस प्रकार सँनि में ठीक बैठ जाता है। इसका उपयोग मूर्तियों के बनाने में भी इसी कारण होता है। दीवारों पर अक्षर भी इससे सुन्दर किया जा सकता है। शल्य चिकित्सा में यदि टूटी हड्डी आदि बँटानी हो तो इसका उपयोग करते हैं। दाँतों के चिकित्सालयों में भी उपयोग होता है।

पोर्टलैंड सीमेंट (Portland cement)—इंग्लैंड में एक पत्थर आता है जिसका नाम पोर्टलैंड है। यह मकान बनाने के विशेष काम का है। सन् १८२६ में लीड्स के एक मिस्त्री जोसेफ एस्पाइन (Aspdin) ने चूने के पत्थर और चिकनी मिट्टी को साथ साथ गरम करके एक ऐसा मिश्रण तैयार किया जो पानी मिला कर रखने पर उबना ही दृढ़ हो जाता था, जितना कि पोर्टलैंड पत्थर। इसीलिये इस मिश्रण का नाम पोर्टलैंड सीमेंट पड़ा।

यह सीमेंट बनाने के लिये दो प्रकार के पदार्थों की आवश्यकता पड़ती है, (१) एक तो वे जिनमें चूना हो, जैसे चूने का पत्थर और (२) दूसरे वे जिनमें सिलिका, लोहे का ऑक्साइड, और ऐल्यूमिना हो जैसे चिकनी मिट्टी। बहुत दिन पूर्व सन् १७६६ में चिकनी मिट्टी और चूने के पत्थर को गरम करके पार्कर (Parker) ने पोर्टलैंड सीमेंट के समान रोमन सीमेंट बनायी थी। सीमेंट के कंकर का रासायनिक गठन इस प्रकार है—

त्रिकैल्सियम सिलिकेट	$3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$
त्रिकैल्सियम ऐल्यूमिनेट	$3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$
कैल्सियम ऑर्थो-सिलिकेट	$2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$
पंच कैल्सियम ऐल्यूमिनेट	$5\text{CaO} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3$

पोर्टलैंड सीमेंट में २२% सिलिका, २.५% फेरिक ऑक्साइड, २.५% मैंगनीशिया, ६२% चूना, १.५% गन्धक त्रि-ऑक्साइड और ७.५% ऐल्यूमिना होता है। इस सीमेंट में यह प्रयत्न किया जाता है कि भिन्न भिन्न अंशों की निम्नलिखितों निम्न प्रकार हो—

$$\frac{\text{सिलिका}}{\text{ऐल्यूमिना}} = २.५-४$$

$$\frac{\text{CaO की प्रतिशतता}}{\% \text{SiO}_2 + \% \text{Al}_2\text{O}_3 + \% \text{Fe}_2\text{O}_3} = १.६-२.१$$

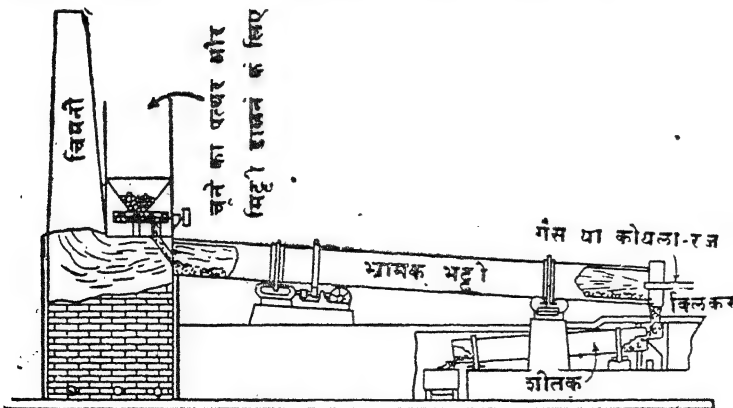
जिस सीमेंट में लोहा न हो वह सफ़ेद होती है पर उसके फूँकने (भस्म करने) में कठिनाई होती है। यदि दिये हुए अनुपात की अपेक्षा चूना कम हो तो सीमेंट कम दृढ़ होगी, और जल्दी जम जायगी। अगर चूना अधिक होगा तो सीमेंट फट जाया करेगी। यदि सिलिका की मात्रा अधिक होगी तो सीमेंट धीरे-धीरे जमेगी, पर यदि ऐल्यूमिना अधिक होगा, तो यह शीघ्र जमेगी।

सीमेंट बनाने की विधि—(१) सीमेंट में चूने का पत्थर और चिकनी मिट्टी इन दो का विशेष काम पड़ता है। इन दोनों को अलग-अलग कूट-पीस कर मैदा ऐसा महीन कर लिया जाता है।

(२) फिर दोनों को उचित अनुपात में मिला कर साथ साथ पीसते हैं। ऐसा करने की शुष्क और आर्द्र दो विधियाँ हैं। शुष्क विधि में दोनों को (पत्थर और मिट्टी को) सुखा लिया जाता है, और फिर ठीक अनुपात में मिला कर पीसते और छानते हैं। इतनी महीन पीसाई होनी चाहिये कि १०० छिद्र (mesh) वाली चलनी में ६०-६५% निकल जाय।

आर्द्र विधि में मिट्टी को पानी के साथ चक्की में धोया जाता है जिससे इसके अनावश्यक अंश दूर हो जायं। फिर मिट्टी के गारे में पीसा हुआ चूने का पत्थर मिलाते हैं। अब इसे फिर चक्की में पीस कर एक-सा कर लेते हैं। इस प्रकार जो गारा मिलता है उसे स्लरी (slurry) कहते हैं।

(३) घूर्ण भट्टियों में जिसके बेलन ६-१० फुट व्यास के और १००-२५० फुट लम्बे होते हैं, ऊपर तैयार की गयी स्लरी को अथवा शुष्क विधि वाले



चित्र ५७—सीमेंट भट्टा

महीन मिश्रण को) 1400° —से 1600° तापक्रम पर गरम करते हैं। भट्टियाँ अपने आप प्रति मिनट १-२ चक्कर के हिसाब से घूमती रहती हैं। इन भट्टियों में चूना, सिलिका और ऐल्यूमिना तीनों संयुक्त होकर कैल्सियम ऐल्यूमिनेट और कैल्सियम सिलिकेट बनाते हैं। इस प्रकार जो मिश्रण बना उसे सीमेंट क्लिंकर कहते हैं।

सीमेंट क्लिंकर में फिर २-३% जिप्सम ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) मिलाते हैं और पीस डालते हैं। जिप्सम की मात्रा पर सीमेंट का जमना निर्भर करता है। इस प्रकार पोर्टलैंड सीमेंट बन गयी।

चूने का पत्थर चिकनी मिट्टी

अलग अलग पीस कर ठीक
अनुपात में मिलाते हैं

शुष्क या आर्द्र विधियों से दोनों
की पिमाई करते हैं

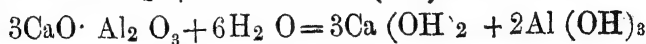
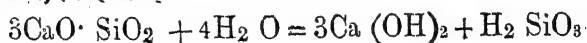
घूर्ण भट्टी में 1400° — 1600° पर
फूँकते हैं।

क्लिंकर बना, इसमें

२-३% जिप्सम मिला कर पीसते हैं।

पोर्टलैंड सीमेंट

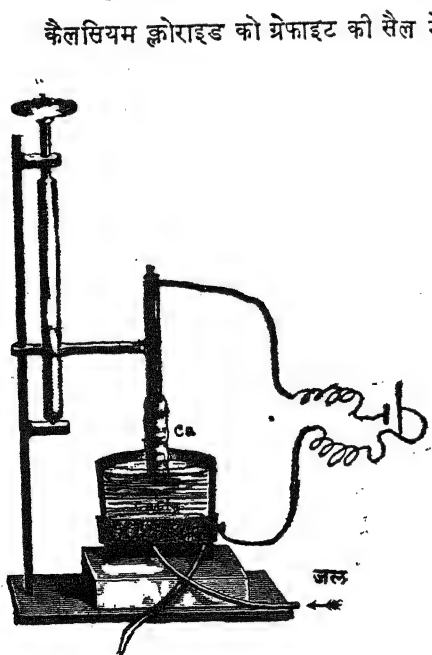
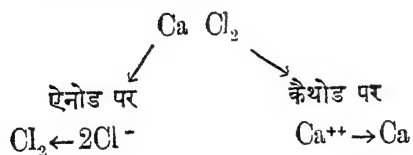
सीमेंट कैसे जमती है—सीमेंट में जब पानी मिलाया जाता है तो इसके त्रिकैल्सियम सिलिकेट और त्रिकैल्सियम ऐल्यूमिनेट के समान यौगिकों का उदविच्छेदन होता है—



इस प्रकार कैल्सियम हाइड्रोक्साइड और सिलिसिक ऐसिड दोनों की श्लेष या कोलायडल जेलें बन जाती हैं। इनमें धीरे-धीरे निर्जलीकरण (dehydration) प्रारम्भ होता है जिसके होने पर पदार्थ कठोर पड़ जाते हैं। सिलिका जेल (और उसके भीतर आबद्ध ऐल्यूमिना जेल) थोड़ी देर में दृढ़ पदार्थ दे देती है।

आजकल घरों के अथवा अन्य इमारतों के बनाने में जब से फेरो-कंकरीट का प्रचार बढ़ गया है, सीमेंट बड़ी काम आने लगी है। फर्श, छत, प्लास्टर, मेज और अनेक पदार्थ इसके बहुत सुन्दर बनाये जाते हैं। री-इन-फोर्ड कंकरीट (re-inforced concrete) में लोहे के छोड़ और ईंटों का जाल सीमेंट द्वारा जोड़ा जाता है। हमारे देश में इन दिनों सीमेंट के बहुत-से कारखाने खुल गये हैं।

कैल्सियम धातु—यह गले हुए कैल्सियम क्लोराइड (या फ्लोराइड) या दोनों के मिश्रण (१०० भाग क्लोराइड, १६५ भाग फ्लोराइड, फ्लोरस्पर) के विद्युत् विच्छेदन से बनायी जाती है—

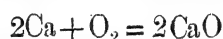


चित्र ५८—कैल्सियम धातु

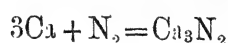
कैल्सियम क्लोराइड को ग्रेफाइट की सैल में रखते हैं। यह ग्रेफाइट ही ऐनोड का काम करता है। कैथोड को पानी के प्रवाह से ठंढा रखते हैं। यह ग्रेफाइट की छड़ों का बना होता है। यह छड़ द्रव पृष्ठ को ठीक छूते होते हैं, और ज्यों-ज्यों कैल्सियम जमा होता जाता है, छड़ को थोड़ा थोड़ा ऊपर उठाते जाते हैं। ऐसा करने से कैल्सियम की छड़ प्राप्त हो जाती है। ऐनोड पर क्लोरीन गैस निकलती है जिसे बाहर निकाल देते हैं। विद्युत्-विच्छेदन के लिए २५-३० वोल्ट पर ४००-५०० एम्पीयर की धारा काम में लायी जाती है।

कैलसियम के गुण—यह चाँदी के समान श्वेत धातु है, और सीसे से भी अधिक कठोर होती है, पर अन्य साधारण धातुओं की अपेक्षा नरम। यह धातु पिघले हुए सोडियम में घुल जाती है, और ठंडा होने पर इस विलयन में से मणिभ देती है। यदि इस समय एलकोहल का उपयोग किया जाय तो सोडियम जो आधिक्य में होता है, घुल जाता है, और कैलसियम के शुद्ध मणिभ प्राप्त हो जाते हैं।

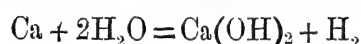
कैलसियम बड़ी क्रियाशील धातु है। यह अनेक अधातु तत्वों से संयुक्त हो जाती है। यह हवा या ऑक्सीजन में लाल रोशनी की ज्वाला से जलता है और जलने पर ऑक्साइड बनता है—



हवा के नाइट्रोजन से भी संयुक्त होकर नाइट्राइड देता है—



ऊँचे दाब के हाइड्रोजन से संयुक्त होकर यह हाइड्राइड, CaH_2 , देता है। हैलोजनों की वाष्पों में जलकर क्लोराइड, ब्रोमाइड, आयोडीन आदि यौगिक देता है। पानी के साथ इसकी धीरे धीरे प्रतिक्रिया होती है—



इसलिये एलकोहल को शुष्क करना हो तो उसमें कैलसियम धातु के टुकड़े छोड़ना चाहिये।

परमाणुभार—ड्यूलोन और पेटी और आर्वर्त्त संविभाग के नियम के आधार पर इसका परमाणुभार ४० के लगभग आना चाहिये। इसका रासायनिक तुल्यांक निम्न प्रयोगों के आधार पर निश्चित किया गया—(१) शुद्ध आइसलैण्ड स्फार, CaCO_3 , को कैलसियम ऑक्साइड में परिणत करके। (२) CaCl_2 को 2AgCl में परिणत करके। तुल्यांक भार २०.०४ आता है, अतः परमाणुभार ४०.०८ हुआ। इसके समस्थानिक ४० और ४४ भारों के मिलते हैं।

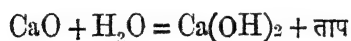
कैलसियम के ऑक्साइड, CaO , CaO_2 और CaO_4 —इसके ये तीन ऑक्साइड पाये जाते हैं। इन तीनों में कैलसियम ऑक्साइड, CaO , दाहक चूना (quick lime) अधिक प्रसिद्ध है, जिसका उल्लेख पीछे किया जा चुका है। यह कैलसियम कार्बोनेट को गरम करके बनाया जाता है—



यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है, अतः यदि कार्बन दिऑक्साइड गैस अलग बराबर न की जाय, तो फिर कैल्सियम कार्बोनेट का विभाजन बन्द हो जायगा।

कला-नियम (phase-rule) के आधार पर यहाँ ३ कलायें, (phases) [क] CaO , CO_2 और CaCO_3 हैं; अवयव (component) [अ] हैं— CaO और CO_2 ; अतः यह व्यवस्था (system) एकधा स्वतन्त्र (univariant) $[s = 1]$ है। $(P + F = C + 2, क + स = अ + 2; ३ + स = २ + 2, \therefore स = २)$ अतः प्रत्येक तापक्रम के लिये कार्बन दिऑक्साइड की एक निश्चित सान्द्रता है, जिस पर साम्य (equilibrium) निर्भर है। ५००° पर कैल्सियम कार्बोनेट का ०.११ मि० मि० दाब से साम्य है। ६००° पर यह दाब २.३५ मि० मि०, और ८६०° पर यह ७६० मि० मि० है।

कैल्सियम ऑक्साइड पानी के संपर्क में आने पर बहुत गरमी देता है और कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड बनता है जो सफेद कम घुलने वाला चूर्ण है।



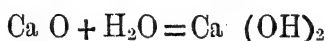
इस गुण के कारण इसका उपयोग बहुत सी चीजों को सुखाने में किया जाता है, जैसे अमोनिया गैस अथवा एल्कोहल को दाहक चूने पर सुखा सकते हैं।

कैल्सियम परौक्साइड, CaO_2 —चूने के पानी में हाइड्रोजन परौक्साइड डालने से जो अवक्षेप आता है, वह कैल्सियम परौक्साइड हाइड्रेट, $\text{CaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, का है। १०° पर इसके अति सान्द्र विलयनों में से और ४०° के ऊपर अन्य विलयनों से जो अवक्षेप आता है वह निर्जल परौक्साइड, CaO_2 , का है। बुझे हुये चूने और सोडियम परौक्साइड दोनों को एक साथ दबा कर और फिर बर्फ के पानी से धोकर जो कैल्सियम परौक्साइड बनाया जाता है, वह कीटाणु नाशक के रूप में काम में आता है। यह स्मरण रखना चाहिये कि बेरियम परौक्साइड तो बेरियम ऑक्साइड, BaO , और ऑक्सीजन दोनों के संयोग से सीधे तैयार किया जा सकता है, पर कैल्सियम परौक्साइड इस तरह नहीं। हाइड्रेटयुक्त परौक्साइड, $\text{CaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ को ३० प्रतिशत हाइड्रोजन परौक्साइड के साथ गरम करने पर कैल्सियम चतुः ऑक्साइड, CaO_4 , बनता है जो पीला चूर्ण है। अम्लों के प्रभाव से यह ऑक्सीजन और हाइड्रोजन परौक्साइड देता है—



यह ऑक्साइड K_2O_4 से मिलता है।

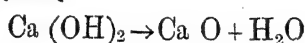
कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ —दाहक चूना (अर्थात् बरी के चूने को) पानी में बुझाने पर कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड बनता है—



यह विलेय कैल्सियम लवणों पर कास्टिक सोडा के प्रभाव से भी बन सकता है—



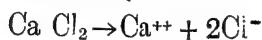
यह अमणिभीय चूर्ण है, जो पानी में कम ही घुलता है। ज्यों ज्यों ताप-क्रम बढ़ता है, यह विलेयता भी कम होती जाती है। 360° से ऊपर गरम करने पर यह ऑक्साइड में परिणत हो जाता है, यह परिवर्तन रक्त-ताप पर और शीघ्र होता है—



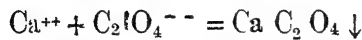
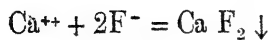
इसमें प्रबल क्षारीय गुण होते हैं, और स्पर्श पर इसका घातक प्रभाव पड़ता है।

चूने को कास्टिक सोडा के साथ बुझाने पर जो मिश्रण प्राप्त होता है उसे सोडा लाइम कहते हैं। यह अनेक गैसों, विशेषतया अम्लीय गैसों के शोषण में उपयोगी है जैसे कार्बोनील क्लोराइड, हाइड्रोजन सल्फाइड, हाइड्रोजन क्लोराइड, ब्रोमाइड, और आयोडाइड; गन्धक द्विऑक्साइड, क्लोरीन, ब्रोमीन आदि। यह इस गुण के कारण १९१४-१८ के युद्ध में गैस-मास्क बनाने में भी काम आया था। इन मास्कों (मुखावरणों) में शोषण कोयला, पोटैशियम परमैंगनेट, और सोडालाइम तीनों की तर्हों का उपयोग करते थे।

कैल्सियम आयन (Ca^{++}) के सामान्य गुण—विलेय कैल्सियम लवण विलयन में कैल्सियम आयन, Ca^{++} , देते हैं जिसकी संयोज्यता २ है। यह नीरंग आयन है।

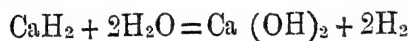


ये लवण अमोनियम क्लोराइड की विद्यमानता में अमोनिया के साथ कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप नहीं देते। पर कैल्सियम लवण इसी लोह समूह में कैल्सियम फॉस्फेट, ऑक्जैलेट और फ्लोराइड का अवक्षेप दे सकते हैं, यदि किसी भी लवण से ये आयन प्राप्त हों।



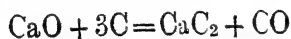
ये सब अवक्षेप खनिज अम्लों में विलेय हैं। कैल्सियम ऑक्जलेट ऐसी-टिक एसिड में नहीं घुलता। इसलिये इसका प्रयोग कैल्सियम परीक्षण में किया जाता है। शिथिल या क्षारीय विलयनों में ऊपर वाले सभी अवक्षेप आसानी से मिलते हैं। कैल्सियम कार्बोनेट, आर्सीनाइट, आर्सीनेट, सिलिकेट, बोरेट, फेरोसायनाइड, और अनेक कार्बनिक एसिड (टारट्रेट, साइट्रेट आदि) शिथिल विलयनों में कैल्सियम लवणों के साथ अवक्षेप देते हैं।

कैल्सियम हाइड्राइड, CaH_2 —पिघले हुए कैल्सियम पर यदि हाइड्रोजन गैस प्रवाहित की जाय तो कैल्सियम हाइड्राइड बनता है। इसे हाइड्रोलिथ (hydrolith) भी कहते हैं। पानी के संसर्ग से यह हाइड्रोजन देता है।

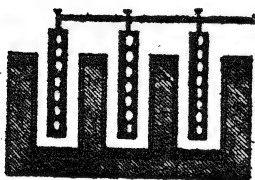


इसका उपयोग छोटे एयरशिपों में किया जाता था। इसके ठोस घन प्रयोगशाला के उपयोग के लिये बिकते हैं। एक ग्राम हाइड्रोलिथ से १ लीटर से अधिक हाइड्रोजन मिलता है।

कैल्सियम कार्बाइड, CaC_2 —बिजली की भट्टी में चूने और कोक (कोयला) को 2000° तक गरम करके कार्बाइड बनाया जाता है—



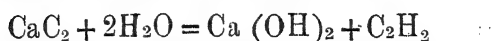
इस विद्युत् भट्टी में कार्बन के एनोड (धनद्वार) होते हैं और फर्श पर



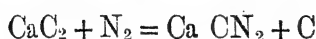
किया हुआ कार्बनका अस्तर कैथोड (ऋणद्वार) का काम करता है। भट्टी के निचले हिस्से में ही एक मुँह होता है जिससे पिघला हुआ कार्बाइड बाहर निकाल लिया जाता है। कच्चा माल भट्टी में ऊपर से छोड़ते हैं।

चित्र ५६—कैल्सियम कार्बाइड शुद्ध कैल्सियम कार्बाइड सफेद होता है, की भट्टी पर बाज़ार में जो बिकता है वह धूसर या

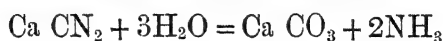
श्याम वर्ण का होता है। पानी के साथ प्रतिक्रिया करके यह ऐसिटिलीन गैस देता है जिसका उपयोग लैम्पों में किया जाता है—



यदि कार्बाइड हवा में गरम किया जाय तो यह नाइट्रोजन से संयुक्त हो जाता है और कैल्सियम सायनेमाइड, $\text{Ca}:\text{N}:\text{CN}$ बनता है—

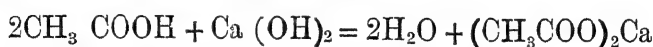


यह सायनेमाइड पानी के साथ गरम किये जाने पर अमोनिया देता है—

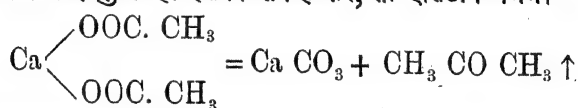


इसलिये इसका उपयोग खाद के रूप में किया जाता है, और अमोनिया बनाने में भी।

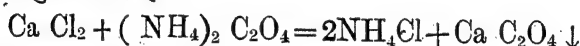
कैल्सियम ऐसीटेट, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$ —अशुद्ध ऐसीटिक ऐसिड में चूना या कार्बोनेट डाल कर इसे बनाते हैं—



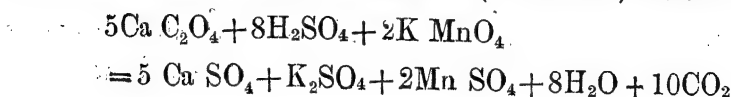
यदि सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ इसका खवण करें तो शुद्ध ऐसीटिक ऐसिड बनेगा। यदि शुष्क ही इसका खवण करें, तो एसिटोन बनेगा—



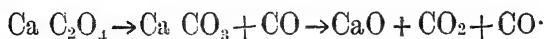
कैल्सियम ऑक्जलेट, $\text{Ca C}_2\text{O}_4$ —यदि किसी विलेय कैल्सियम लवण में अमोनियम ऑक्जलेट का विलयन छोड़ें तो कैल्सियम ऑक्जलेट का सफेद अवक्षेप आवेगा जो ऐसीटिक ऐसिड में नहीं घुलता पर खनिज ऐसिडों में घुल जाता है—



इस प्रतिक्रिया का उपयोग कैल्सियम परिमाणन में करते हैं। दिये हुए पदार्थ के कैल्सियम को कैल्सियम ऑक्जलेट में परिणत कर लेते हैं। इस अवक्षेप को धोकर फिर सल्फ्यूरिक ऐसिड के हलके विलयन में घुलाते हैं। अब पोटैशियम परमैंगनेट के विलयन से अनुमापन (titration) कर लेते हैं।



कैल्सियम ऑक्साइड के अवक्षेप को शुष्क करके यदि तपाया जाय तो यह पहले तो कैल्सियम कार्बोनेट में परिणत होता है, और फिर कैल्सियम ऑक्साइड में—



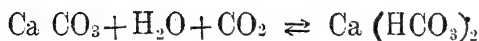
भारतात्मक परिमाणन में इस प्रतिक्रिया का उपयोग किया जाता है।

कैल्सियम कार्बोनेट, Ca CO_3 —यह अनेक रूपों में प्रकृति में पाया जाता है। इसके दो मणिभीय रूप भी मिलते हैं—(१) कैल्साइट—(calcite) जिसके षट्कोणीय मणिभ होते हैं। ये द्वि-वर्तन (double refraction) प्रकट करते हैं। (२) एरेगोनाइट (aragonite) जिसके रॉम्बिक मणिभ होते हैं।

कैल्साइट तो साधारण तापक्रमों पर स्थायी है, पर एरेगोनाइट— 43° के नीचे के तापक्रमों पर ही स्थायी है। पर शुष्क एरेगोनाइट में परिवर्तन बहुत धीरे धीरे होता है—इतने धीरे कि हम इसे स्थायी ही मान सकते हैं। $400^\circ - 500^\circ$ तक गरम किये जाने पर यह शीघ्र ही कैल्साइट बन जाता है। यदि नम रक्खा जाय तो यह परिवर्तन साधारण तापक्रम पर भी शीघ्र होता है।

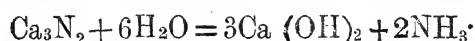
कैल्साइट के ही रूप आइसलैंड स्पार (iceland spar) (नीरंग, शुद्ध), कैल्स्पर (calcspar) या कैल्साइट (सफेद, अपार दर्शक), संगमरमर, आदि हैं। खड़िया साधारण नेत्रों से देखने पर तो अमणिभीय मालूम होती है, पर सूक्ष्म दर्शक में देखने पर यह मणिभीय कैल्साइट से बनी हुई प्रतीत होती है जिसकी रचना अनेक जीवों ने की। कैल्साइट का घनत्व 2.714 है।

कैल्सियम कार्बोनेट पानी में लगभग अविलेय है (100 ग्राम पानी में 0.0012 ग्राम; विलेयता गुणनफल $= 0.6 \times 10^{-6}$)। पर कार्बन द्विऑक्साइड की विद्यमानता में यह विलेय बाइकार्बोनेट में परिणत हो जाता है—

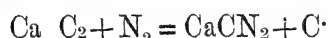


एक लीटर पानी में इस प्रकार 2.26 ग्राम तक कैल्सियम कार्बोनेट घुल जा सकता है।

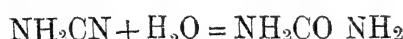
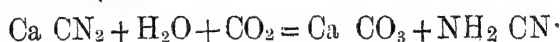
कैलसियम नाइट्राइड, Ca_3N_2 —कैलसियम धातु को नाइट्रोजन के प्रवाह में 440° के तापक्रम पर गरम करने पर कैलसियम नाइट्राइड बनता है। यह पानी के साथ अमोनिया और कैलसियम हाइड्रॉक्साइड देगा—



कैलसियम सायनेमाइड, CaCN_2 —इसका उल्लेख कार्बाइड के साथ किया जा चुका है। यह नाइट्रोजन और रक्त तप्त कैलसियम कार्बाइड के योग से बनता है।

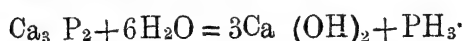


यह सायनाइडों और अमोनिया के बनाने में काम आता है, खाद के रूपमें जब उपयोग किया जाता है तो पहले इससे सायनेमाइड, NH_2CN , बनता है और फिर यूरिया—



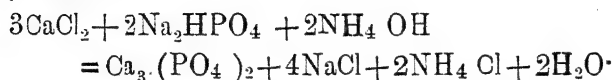
कैलसियम नाइट्रेट, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ —यह बहुधा जमीन में नाइट्रिकारक कीटाणुओं के प्रभाव से प्राप्त होता है। कैलसियम कार्बोनेट और नाइट्रिक एसिड के योग से भी बनाया जा सकता है। इसे बहुधा “हवाई शोरा” (air saltpetre) भी कहते हैं। यह कई हाइड्रेट देता है जिनमें $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ विशेष महत्व का है जो 42.7° के नीचे स्थायी है। यह लवण बहुत जलग्राही है। खाद के रूपमें इसका उपयोग होता है। यह एलकोहल में भी विलेय है। यदि कैलसियम नाइट्रेट को गलाकर रोशनी में रक्खा जाय और फिर अंधेरे में लाया जाय तो इसमें स्फुरण (फॉस्फोरस की दीप्ति) दिखाई पड़ेगा। इस कारण इसका नाम “बाल्डविन का फॉस्फोरस” भी है, क्योंकि यह घटना सबसे पहले सन् १६७४ में बाल्डविन (Baldwin) ने देखी थी।

कैलसियम फॉस्फाइड, Ca_3P_2 —कैलसियम को फॉस्फोरस के साथ गलाकर यह बनाया जा सकता है। यह पानी से शीघ्र विभाजित हो जाता है और ज्वलनशील फॉस्फीन, PH_3 , निकलती है—

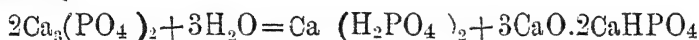


कैलसियम फॉस्फेट, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ आदि—यह खनिजों में अनेक

प्रकार से पाया जाता है। जैसे एपेटाइट में $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$; क्लोर-एपेटाइट में $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$; हड्डियों में ५८ प्रतिशत $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ होता है। यदि कैल्सियम क्लोराइड के विलयन में अमोनिया की उपस्थिति में सोडियम फॉस्फेट डाला जाय तो $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ का बहुत सा हलका अवक्षेप आवेगा—



यह स्वयं तो पानी में लगभग विलकुल अविलेय है। पर उबालने पर अविलेय भास्मिक फॉस्फेट और एक विलेय ऐसिड फॉस्फेट में परिणत हो जाता है—



कार्बन डिऑक्साइड की उपस्थिति में भी कैल्सियम फॉस्फेट की विलेयता पानी में बढ़ जाती है। पौधे इस प्रकार ज़मीन से फॉस्फेट प्राप्त करते हैं।

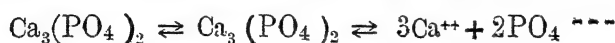
फॉस्फोरिक ऐसिड त्रिभास्मिक है अतः इसके कैल्सियम लवण तीन प्रकार के होंगे—

त्रिकैल्सियम ऑर्थो फॉस्फेट — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (अविलेय)

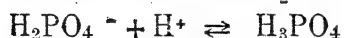
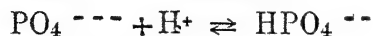
द्विकैल्सियम ऑर्थो फॉस्फेट — CaHPO_4 (अविलेय)

एक-कैल्सियम ऑर्थो फॉस्फेट — $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ (विलेय)

ये सभी फॉस्फेट अम्लों में विलेय हैं, ऐसीटिक ऐसिड में भी।

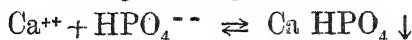


ठोस विलयन में



ऐसिड छोड़ने पर फॉस्फेट आयन, PO_4^{---} , उपर्युक्त रूपसे प्रतिक्रिया करती हैं और फॉस्फेट इनमें घुल जाता है। चार का विलयन छोड़ने पर H^+ अलग हो जाती हैं, और फिर फॉस्फेट अवक्षिप्त हो जाता है।

द्विकैल्सियम ऑर्थो फॉस्फेट, CaHPO_4 , कैल्सियम लवण के हलके अम्लीय विलयन को सोडियम फॉस्फेट से अवक्षिप्त करने पर बनता है—

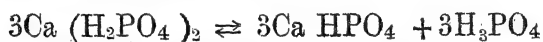


यह पानी में अविलेय है।

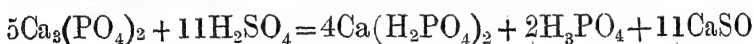
एक-कैल्सियम ऑर्थोफॉस्फेट, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ —यह फॉस्फोरिक एसिड और त्रिकैल्सियम फॉस्फेट के योग से बनता है—



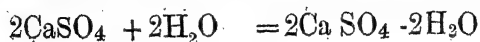
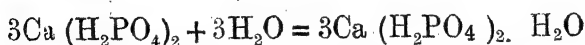
यह अन्य दोनों फॉस्फेटों से इस बात में भिन्न है कि यह पानी में विलेय है। पर यदि फॉस्फोरिक एसिड आधिक्य में न हो तो यह द्विकैल्सियम लवण में परिणत हो जायगा जो अविलेय है—



चूने का सुपरफॉस्फेट (Superphosphate of lime)—इसका उपयोग खाद में बहुत होता है। यह जिप्सम और एक-कैल्सियम ऑर्थो फॉस्फेट का मिश्रण है $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4]$ । सन् १७६५ में फोरक्रॉय (Fourcroy) और वौकैलिन (Vauquelin) ने इसे तैयार किया था। हड्डी की राख में जो कैल्सियम फॉस्फेट होता है, उसमें तौल की $\frac{2}{3}$ मात्रा सल्फ्यूरिक एसिड की छोड़ी गयी। निम्न प्रकार प्रतिक्रिया हुई—



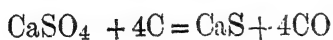
इसका उपयोग खाद में विशेष रूप से होता है। आजकल तो सुपर फॉस्फेट शिला प्रस्तरों से जैसे एपेटाइट आदि से बनाया जाता है। ये खनिज पानी में अविलेय हैं, पर सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से जो कैल्सियम द्विहाइड्रोजन फॉस्फेट, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, बनता है वह जल में विलेय है। इस प्रतिक्रिया में इतनी गरमी पैदा होती है कि बहुत सा पानी उड़ जाता है, और ठोस पदार्थ रह जाता है जिसे ऐसा का ऐसा ही खाद के काम में लाते हैं। इसके बनाने की सफलता पानी की मात्रा और सल्फ्यूरिक एसिड की सान्द्रता—इन दो बातों पर निर्भर है। पानी बस इतना ही होना चाहिये जितना निम्न हाइड्रेटों को बनाने के लिये नितान्त आवश्यक हो, और जितना पानी प्रतिक्रिया की गरमी से उड़ सके।



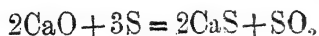
अगर पानी अधिक होगा तो कीचड़ ऐसा हो जायगा और यदि पानी कम होगा तो मुक्त फॉस्फोरिक एसिड बच रहेगा।

वस्तुतः आधुनिक विधि में तो सुपरफॉस्फेट बन्द बर्तनों में बनाते हैं जिससे प्रतिक्रिया तेजी से भी चलती है, और कोई भाप बाहर नहीं निकल पाती, पानी भी नष्ट नहीं होता, अतः एसिड की सान्द्रता विलकुल बस में रहती है। इस विधि में जो सुपरफॉस्फेट बनता है, वह पुरानी विधि के माल के समान कड़ा भी नहीं होता। सुपरफॉस्फेट बनाने के औटोक्लेव २१ फुट लम्बे और दोनों ओर शंकु के आकार के होते हैं। सिरों के घेरे का व्यास ५ फुट ७ इंच और बीच के भाग के घेरे का व्यास ६ फुट ७ इंच होता है। इन औटोक्लेवों में सीसे का अस्तर लगा होता है। प्रति मिनट यह पाँच बार गेयर पर घूमा करते हैं। एक एक बार में ६ टन माल बोझा जा सकता है। १ मिनट माल बोझने में लगता है। ३० मिनट में ही प्रतिक्रिया इतनी उग्र हो जाती है कि अन्दर का दाब ६५ पौंड प्रति वर्ग इंच हो जाता है। फिर कुछ मिनटों में ही सुपरफॉस्फेट तैयार हो जाता है। औटोक्लेव घूमता ही रहता है, और इसी बीच तैयार माल एक मुखद्वार से निकाल लिया जाता है।

कैल्सियम सलफाइड, CaS —चूने को हाइड्रोजन सलफाइड के साथ गरम करके यह बनाया जाता है। $\text{CaO} + \text{H}_2\text{S} = \text{CaS} + \text{H}_2\text{O}$ । कैल्सियम सलफेट को कार्बन से अपचित करके भी इसे प्राप्त कर सकते हैं—



चूने और गन्धक के योग से भी बनता है—

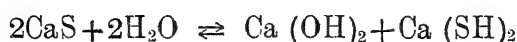


लीब्लांक सोडा विधि के सम्बन्ध में इसका उल्लेख पीछे किया जा चुका है।

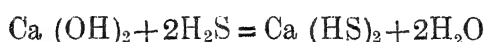
यह नीरंग पदार्थ है। शुष्कावस्था में इसमें कोई गन्ध नहीं होती। इसमें तीव्र स्फुरण शक्ति होती है, लगभग ज़िंक सलफाइड ऐसी। यह ठीक है कि यह स्फुरण शुद्ध सलफाइड में नहीं होता—केवल कुछ अशुद्धियों (अपद्रव्यों) के कारण उत्पन्न होता है। अशुद्धियाँ बहुधा मैंगनीज़, बिसमथ, ताँबा, टंगस्टन आदि धातुओं के सूक्ष्म अंश होती हैं। इन अशुद्धियों से स्फुरण का वस्तुतः क्या संबंध है, यह निश्चित रूप से नहीं कहा जा सकता।

विस्फुरक सलफाइड—प्रयोगशाला में विस्फुरक कैल्सियम सलफाइड बनाना कुछ कठिन है। निम्न विधि का प्रयोग किया जा सकता है। चूने को मेथिलेटेड स्पिरिट (जिसमें सूक्ष्मांश बिसमथ नाइट्रेट का हो) से भिगोओ। जब शुष्क हो जाय तो इसमें अधिक सा गन्धक और कुछ स्टार्च, और थोड़ा सा सोडियम क्लोराइड मिलाओ। बन्द मूषा में इसे देर तक रक्ततप्त करो। इस विधि में सफलता इस पर भी निर्भर है कि चूना कैसा है। मछली की हड्डियों का चूना अच्छा माना जाता है। एक बार प्रकाश में रखने पर घण्टों यह अंधेरे में चमकता रह सकता है।

कैल्सियम सलफाइड पानी में उदविच्छेदित होकर हाइड्रोसलफाइड देता है—



यह हाइड्रोसलफाइड चूने के दूध और हाइड्रोजन सलफाइड के योग से भी बनता है—



इसका उपयोग त्वचा के अनावश्यक बाल उड़ाने में किया जाता है। चमड़े के कारखानों में भी प्रयोग होता है।

चूने के दूध को गन्धक के साथ उबालने पर कई प्रकार के पोलि-सलफाइड अर्थात् बहु-सलफाइड (CaS_2 से लेकर CaS_7 तक) बनते हैं जो संभवतः सलफाइड और थायोसलफेट के मिश्रण होते हैं।

कैल्सियम बाइसलफाइट, $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ —चूने के दूध में सलफर ट्रायोक्साइड गैस प्रवाहित करने पर यह बनता है। इसका उपयोग कागज़ की लुगदी का रंग उड़ाने में होता है। शराब के कारखाने में भी कीटाणुनाशन में इसका प्रयोग होता है।

कैल्सियम सलफेट, CaSO_4 —जैसा कि पहले कहा जा चुका है, प्रकृति में यह एनहाइड्राइट, CaSO_4 , और जिप्सम, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, के रूप में पाया जाता है। इसकी एक मणिभीय जाति एलेबेस्टर भी कहलाती है।

कैल्सियम के विलेय लवणों के विलयन में विलेय सलफेट डालने पर कैल्सियम सलफेट, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, का अवक्षेप आता है। कैल्सियम सलफेट सलफ्यूरिक एसिड और कैल्सियम कार्बोनेट के योग से भी बनाया जा सकता है।

३७५

$$\text{CaSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$$

अविलेय
विलेय

कैल्सियम फ्लोराइड, CaF_2 —प्रकृति में यह फ्लोराइट (fluorite) या फ्लोरोस्फार (fluorspar) के रूप में पाया जाता है। यह खनिज किसी अम्ल में नहीं घुलता, यद्यपि प्रयोगशाला में तैयार कैल्सियम फ्लोराइड अम्लों में विलेय है।

$$\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{F}_2 = \text{CaF}_2 \downarrow + 2\text{KCl}$$

कैलसियम क्लोराइड, CaCl_2 — यह पदार्थ अमोनिया-सोडा विधि में व्यर्थ-बरबाद होता है, और इसका कोई अच्छा उपयोग पता नहीं चला है। कैलसियम कार्बोनेट और हाइड्रोक्लोरिक एसिड से यह बनाया जा सकता है। निर्जल कैलसियम क्लोराइड का उपयोग जल-शोषण के लिये किया जाता है क्योंकि यह प्रबल जलग्राही पदार्थ है। निर्जल क्लोराइड 67.5° पर गलता है। फॉस्फोरस पंचोक्साइड इससे भी अच्छा शोषक है, क्योंकि सजल कैलसियम क्लोराइड का थोड़ा सा वाष्पदाव होता ही है।

अमोनिया कैल्सियम क्लोराइड के साथ $\text{CaCl}_2 \cdot \text{SNH}_3$ बनाती है अतः इसके पानी का शोषण कैल्सियम क्लोराइड के साथ नहीं किया जा सकता।

कैल्सियम क्लोराइड पानी में बहुत विलेय है। यह पानी के साथ कई हाइड्रेट बनाता है, जिनमें से कमरे के तापक्रम पर $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ही स्थायी है। १०० ग्राम पानी में २०° पर ७४ ग्राम और ६०° पर १३६ ग्राम विलेय है। इसके सान्द्र विलयनों का उपयोग ऊँचे तापक्रम वाले जल-ऊष्मकों की भाँति किया जा सकता है। ३२५ प्रतिशत वाला विलयन १८०° पर उबलता है। ये विलयन तैलों की अपेक्षा अधिक स्वच्छ होते हैं, और सल्फ्यूरिक एसिड की तरह भयानक भी नहीं होते अतः इन विलयनों के ऊष्मकों (baths) का द्रवणांक आदि निकालने में उपयोग किया जा सकता है।

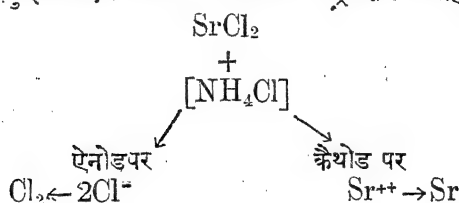
$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ लवण भी बहुत विलेय है। इसका समावस्थी बिन्दु (eutectic point) भी बहुत नीचे है। अतः १.४४ भाग मणिभीय क्लोराइड और १ भाग बर्फ का मिश्रण—५५° तक का नीचा तापक्रम दे सकता है।

स्ट्रोंशियम, Sr

[Strontium]

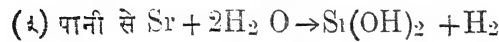
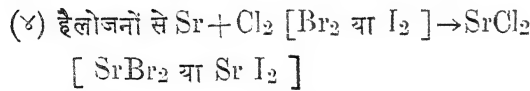
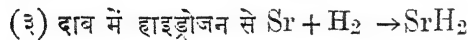
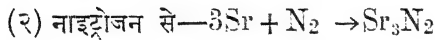
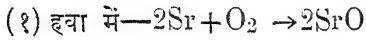
सन् १८०८ में सर हम्फ्री डेवी ने सबसे पहले स्ट्रोंशियम धातु तैयार की। स्ट्रोंशियम कार्बोनेट से तो लोग पहले भी परिचित थे। इस धातु के मुख्य खनिज सेलेस्टाइन, (celestine) SrSO_4 , और स्ट्रोंशियेनाइट, (strontianite) SrCO_3 , हैं। सेलेस्टाइन की थोड़ी सी मात्रा हमारे देश में भी पायी जाती है।

स्ट्रोंशियम धातु बनाने की भी लगभग वही विधियाँ हैं जो कैल्सियम की। बुन्सन ने स्ट्रोंशियम क्लोराइड और अमोनियम क्लोराइड के मिश्रण को गलाया, और इसका विद्युत् विच्छेदन किया। कैथोड पर स्ट्रोंशियम धातु मिली—



गुडविन (Goodwin) की विधि में लोहे के बने पात्र में स्ट्रोंशियम क्लोराइड गलाया गया, और यह लोहा ही कैथोड था। ऐनोड कार्बन का था।

स्ट्रॉंशियम कम घनत्व की श्वेत धातु है जिसका रंग चाँदी जैसा होता है, यह घनवर्धनीय और तन्य है। रासायनिक गुणों में यह कैल्सियम से मिलती जुलती है, और कैल्सियम की अपेक्षा अधिक क्रियाशील है। निम्न प्रतिक्रियायें उल्लेखनीय हैं—

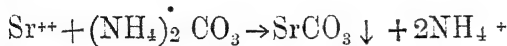


स्ट्रॉंशियम का परमाणुभार भी कैल्सियम में परमाणुभार के समान निकाला गया है। यह ८७.६३ है। स्ट्रॉंशियम के समस्थानिक ८६ और ८८ भी ज्ञात हैं।

स्ट्रॉंशियम आयन के सामान्य गुण—(१) स्ट्रॉंशियम के विलेय लवण पानी में स्ट्रॉंशियम आयन, Sr^{++} , देते हैं—



स्ट्रॉंशियम के कार्बोनेट और सल्फेट बहुत ही कम विलेय हैं। स्ट्रॉंशियम कार्बोनेट का विलेयता गुणनफल, $[\text{Sr}^{++}][\text{CO}_3^{--}] = 1.6 \times 10^{-9}$, और सल्फेट का, $[\text{Sr}^{++}][\text{SO}_4^{--}] = 2.5 \times 10^{-9}$ है। स्ट्रॉंशियम लवणों के विलयन में अमोनिया और अमोनियम कार्बोनेट छोड़ने पर स्ट्रॉंशियम कार्बोनेट का अवक्षेप आता है—



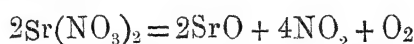
कार्बोनेट का यह अवक्षेप ऐसीटिक एसिड और अन्य अम्लों में विलेय है। स्ट्रॉंशियम लवणों के विलयन में अमोनियम सल्फेट के साथ जो अवक्षेप आता है वह किसी अम्ल में विलेय नहीं है।



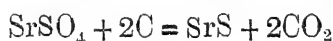
कैल्सियम सल्फेट से स्ट्रॉंशियम सल्फेट इस बात में भिन्न है। कैल्सियम क्रोमेट की अपेक्षा स्ट्रॉंशियम क्रोमेट भी कम विलेय है।

स्ट्रोंशियम के लवण बुन्सन ज्वाला को चटक किरमिज़ी रंग (crimson) देते हैं। इनके स्पेक्ट्रम में लाल, नारंगी और नीली रेखायें मिलती हैं।

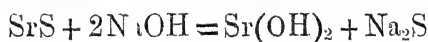
स्ट्रोंशियम ऑक्साइड, SrO —स्ट्रोंशियम कार्बोनेट को तपा कर स्ट्रोंशियम ऑक्साइड उसी तरह बन सकता है जैसे कैल्सियम कार्बोनेट से कैल्सियम ऑक्साइड, पर विभाजन का तापक्रम स्ट्रोंशियम के लिये सापेक्षतः ऊँचा है। अच्छा तो यह होगा कि स्ट्रोंशियम नाइट्रेट को गरम करके ऑक्साइड बनाया जाय—



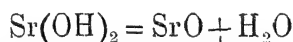
व्यापारिक मात्रा में यह ऑक्साइड सेलेस्टाइन, SrSO_4 , से बनाते हैं। इसे कार्बन के साथ गरम करने पर स्ट्रोंशियम सल्फाइड बनता है—



स्ट्रोंशियम सल्फाइड पर फिर कास्टिक सोडा की प्रतिक्रिया करते हैं—



पानी से इस मिश्रण को धो कर सोडियम सल्फाइड तो दूर कर देते हैं, और जो हाइड्रॉक्साइड बच रहता है, उसे तपा कर ऑक्साइड में परिणत कर लेते हैं—



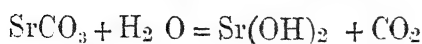
स्ट्रोंशियम का यह ऑक्साइड अपने गुणों में कैल्सियम ऑक्साइड (दाहक चूना) के समान है। इसे स्ट्रोंशिया भी कहते हैं। पानी से बुझाने पर गरमी निकलती है और हाइड्रॉक्साइड बनता है—



सीरा से शक्कर प्राप्त करने में इस हाइड्रॉक्साइड का उपयोग किया जाता है।

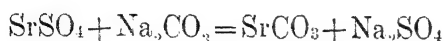
स्ट्रोंशियम परौक्साइड, SrO_2 —स्ट्रोंशियम हाइड्रॉक्साइड और हाइड्रोजन परौक्साइड के योग से कैल्सियम परौक्साइड के समान यह भी बनता है।

स्ट्रोंशियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ —यह स्ट्रोंशिया और पानी के योग से तो बनता ही है, इसे स्ट्रोंशियम कार्बोनेट और भाप के योग से भी ($400-600^\circ$ पर) तैयार कर सकते हैं—



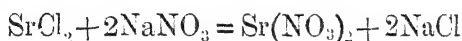
बूझे चूने की अपेक्षा यह हाइड्रॉक्साइड पानी में अधिक विलेय है। १०० ग्राम पानी में २०° पर ०.८१ ग्राम, और १००° पर २.२७ ग्राम। अतः इसके क्षारीय गुण चूने के पानी की अपेक्षा अधिक प्रबल हैं।

स्ट्रोंशियम कार्बोनेट, SrCO_3 —यह स्ट्रोंशियेनाइट (strotianite) के रूप में पाया जाता है जो एरेगोनाइट का समरूपी है। सेलेस्टाइन को सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर यह बनता है—



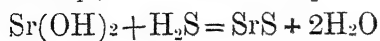
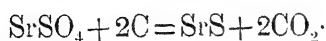
प्रयोगशाला में भी हमें अविलेय स्ट्रोंशियम सल्फेट को कार्बोनेट में (जो अम्लों में विलेय है) इसी प्रकार परिणत करते हैं। गलित मिश्रण में पानी मिलाने पर सोडियम सल्फेट तो घुल जाता है, और कार्बोनेट रह जाता है। स्ट्रोंशियम कार्बोनेट गुणों में कैल्शियम कार्बोनेट के समान है। पर यदि इसे तपा करके विभाजित करना हो ($\text{SrCO}_3 \rightarrow \text{SrO} + \text{CO}_2$) तो तापक्रम १२००° से ऊँचा ही चाहिये।

स्ट्रोंशियम नाइट्रेट, $\text{Sr(NO}_3)_2$ —यह यों तो किसी भी सामान्य विधि से बनाया जा सकता है जैसे आक्साइड या कार्बोनेट पर नाइट्रिक एसिड के योग से, पर व्यापार में यह स्ट्रोंशियम क्लोराइड के सान्द्र विलयन में सोडियम नाइट्रेट का विलयन मिला कर बनाते हैं—



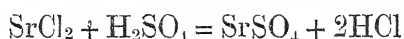
सान्द्र विलयन में से स्ट्रोंशियम नाइट्रेट के मणिभ, $\text{Sr(NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ पृथक् हो आते हैं। यह पदार्थ पानी में बहुत विलेय है, २०° पर १०० ग्राम पानी में ६८ ग्राम। फुलझुड़ी और आतिशबाज़ी में लाल रंग की ज्वालाओं और चिनगारियों के लिये इसका बहुत उपयोग होता है। इसके नाइट्रेट का जो ऑक्सीजन है वह इस कला में बड़ा सहायक होता है।

स्ट्रोंशियम सल्फाइड, SrS —यह स्ट्रोंशियम सल्फेट को कार्बन द्वारा अपचित करके अथवा स्ट्रोंशियम हाइड्रॉक्साइड और हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से बनाया जा सकता है—

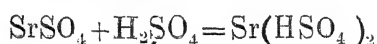


कैलसियम सलफाइड के समान यह भी विस्फुरक है ।

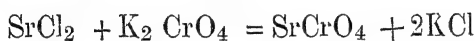
स्ट्रोंशियम सलफेट, SrSO_4 —प्रकृति में यह सेलेस्टाइन के रूप में पाया जाता है । स्ट्रोंशियम लवण के विलयन में सलफ्यूरिक एसिड डालने पर स्ट्रोंशियम सलफेट का खेदार अवक्षेप आसानी से आ जाता है—



यह पानी में बहुत कम ही विलेय है (18° पर ०.०१ प्रतिशत के लगभग) । कैलसियम सलफेट के तो हाइड्रेट भी मिलते हैं, पर इसके नहीं । यह अमोनियम सलफेट के विलयन में भी नहीं घुलता । इस बात में यह कैलसियम सलफेट से भिन्न है । पर यदि गरम सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में स्ट्रोंशियम सलफेट घोल कर ठंडा किया जाय तो स्ट्रोंशियम एसिड सलफेट, $\text{Sr}(\text{HSO}_4)_2$, मिलेगा—



स्ट्रोंशियम क्रोमेट, SrCrO_4 —यह मणिभीय पीला पदार्थ है जो पानी में कम ही विलेय है । 15° पर ८३२ भाग पानी में एक भाग), पर यह ऐसीटिक एसिड में घुल जाता है । इस बात में यह बेरियम क्रोमेट से भिन्न है । स्ट्रोंशियम क्लोराइड के शिथिल विलयन में पोटैशियम क्रोमेट का विलयन डालने पर यह बनता है ।



स्ट्रोंशियम फ्लोराइड, SrF_2 —यह कैलसियम फ्लोराइड के समान ही अविलेय श्वेत पदार्थ है ।

स्ट्रोंशियम क्लोराइड, SrCl_2 —यह स्ट्रोंशियम कार्बोनेट पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से बनाया जा सकता है । यह कैलसियम क्लोराइड के समान ही षष्ठ-हाइड्रेट, $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ बनाता है । यह पानी में उसी तरह विलेय भी बहुत है (18° पर १०० ग्राम पानी में ५० ग्राम निर्जल क्लोराइड घुलता है) । पर कैलसियम क्लोराइड की अपेक्षा यह कम जल-ग्राही है ।

परिमापन (Estimation)—स्ट्रोंशियम का परिमापन स्ट्रोंशियम सलफेट अवक्षिप्त करके करते हैं । विलेयता कम करने के लिये थोड़ा सा एल-कोहल भी मिला देते हैं ।

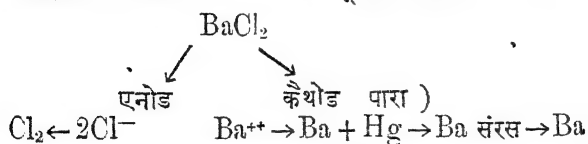
बेरियम, Ba

[Barium]

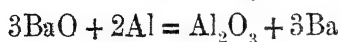
बहुत दिन हुए बोलोग्ना के एक चर्मकार कैसिओरोलस (Casciorolus) ने बेरियम सल्फाइड में फॉस्फोरस की सी चमक देखी। उस समय से बेरियम लवणों की ओर लोगों का ध्यान गया। सन् १७७४ में शीले (Scheele) ने बेरियम और कैल्सियम लवणों के अन्तर को समझा। बेराइटीज़ (barytes) के नाम पर बेरियम शब्द पड़ा है। बेराइटीज़ बेरियम सल्फेट का इसलिये नाम था, कि यह खनिज काफी भारी था (बेरीस=भारी), सन् १८०८ में डेवी ने बेरियम संरस (एमलगम)। तैयार किया, पर शुद्ध बेरियम तो १९०१ में गुण्टज़ (Guntz) ने तैयार किया।

बेरियम का सबसे प्रसिद्ध खनिज बेराइटीज़ या 'हेवी स्फ़ार' (heavy spar) है, यह बेरियम सल्फेट है। एक दूसरा खनिज विदेराइट (witherite) बेरियम कार्बोनेट है। प्सिलोमेलैन (psilomelane) नामक खनिज बेरियम मैंगेनाइट है।

धातुकर्म—बेरियम का ऑक्सीजन के प्रति इतना स्नेह है कि शुद्ध रूप में इस धातु को प्राप्त करना बड़ा कठिन काम हो गया है। डेवी ने बेरियम क्लोराइड को गला कर उसका विद्युत् विच्छेदन किया। कैथोड पारे का लिया गया था। विद्युत् विच्छेदन से जो धातु बनी, वह पारे के साथ संरस (amalgam) बन गयी। इस संरस को सुखा लिया गया और फिर पारा स्वतंत्र करके बेरियम धातु प्राप्त की। इस विधि में विशेष कठिनाई इस बात की है कि संरस में से पानी पूर्णतः सुखा लेना आवश्यक होता है। दूसरी बात यह भी है कि ऊँचे तापक्रम पर भी बेरियम में से पारा पूर्णतः अलग नहीं होता।

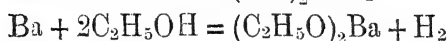
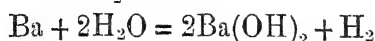
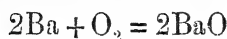


१२००° तापक्रम पर बेरियम ऑक्साइड को ऐल्यूमीनियम चूर्ण द्वारा अपचित करके भी बेरियम पा सकते हैं—



गुण—यह काफी नरम सफ़ेद धातु है जिसका द्रवणांक ८५०° और कथनांक १५०° के ऊपर है। यह कैल्सियम और स्ट्रोंशियम की अपेक्षा

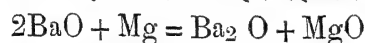
अधिक क्रियाशील है। इसके चूर्ण को हवा में छोड़ दें, तो यह जल उठता है। यह जल के योग से बेरियम हाइड्रॉक्साइड और हाइड्रोजन देता है। यह एल्कोहल के साथ बेरियम एथॉक्साइड देता है। कैल्सियम से इस बात में भिन्न है। यह सीसे के समान घनवर्धनीय है।



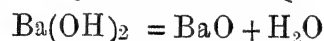
परमाणुभार—कैल्सियम के समान ही इसका परमाणुभार निकाला गया। यह १३७.३७ आता है।

ऑक्साइड—बेरियम के तीन ऑक्साइड पाये जाते हैं—(१) बेरियम सबॉक्साइड, Ba_2O ; बेरियम ऑक्साइड, BaO , और बेरियम परॉक्साइड BaO_2 ।

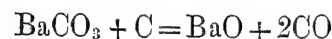
बेरियम सबॉक्साइड, Ba_2O —बेरियम ऑक्साइड की मेगनीशियम के साथ गरम करके यह बनाया गया है। यह काला-सा पदार्थ है—



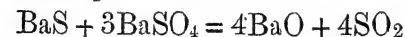
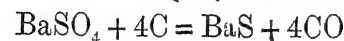
बेरियम ऑक्साइड, BaO —बेरियम ऑक्साइड या बेरियम नाइट्रेट को गरम करके यह बनाया जा सकता है—



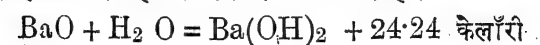
बेरियम कार्बोनेट को अकेले गरम करके तो बेरियम ऑक्साइड नहीं बनता पर यदि कार्बन के साथ गरम करें तो आसानी से बन सकता है—



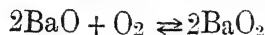
विजली की भट्टी के तापक्रम पर बेरियम सल्फेट का कार्बन से अपचयन हो जाता है। इस तरह जो बेरियम सल्फाइड बनता है, वह फिर बेरियम सल्फेट से प्रतिक्रिया करता है। इस प्रकार बेरियम ऑक्साइड बन जाता है—



बेरियम ऑक्साइड सफेद चूर्ण है जो ऊँचे तापक्रम पर ही गलता है। यह द्रवणांक चूने के द्रवणांक से कम है। पानी के संसर्ग से यह इतनी गरमी देता है कि गरम होकर स्वयं चमक उठता है।



यह अच्छा शोषक है। पिरिडिन आदि कार्बनिक भस्मों को निर्जल करने के काम में आता है। कार्बन द्विऑक्साइड का भी शोषण करता है। हवा में गरम किये जाने पर यह बेरियम परौक्साइड देता है—

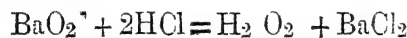


बेरियम परौक्साइड, BaO_2 — 400° के ऊपर बेरियम ऑक्साइड और ऑक्सीजन में निम्न प्रतिक्रिया होती है—



यदि तापक्रम और बढ़ाया जाय, तो प्रतिक्रिया का उत्क्रमण हो जाता है, और परौक्साइड विभाजित होकर ऑक्सीजन और बेरियम ऑक्साइड देता है। यदि दाब भी अधिक कर दिया जाय तो भी परौक्साइड का विभाजन होने लगता है। इस प्रतिक्रिया का उपयोग ऑक्सीजन बनाने में (त्रिन की विधि) किया जाता है।

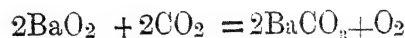
बेरियम परौक्साइड सफेद अविलेय चूर्ण है। जल के साथ यह अष्ट-हाइड्रेट, $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ बनाता है। अम्लों के संपर्क से ठंडे में हाइड्रोजन परौक्साइड देता है—



पर गरम करने पर ऑक्सीजन निकलता है—

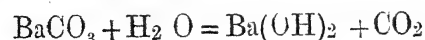


यह कार्बन द्विऑक्साइड के योग से बेरियम कार्बोनेट और ऑक्सीजन देता है—

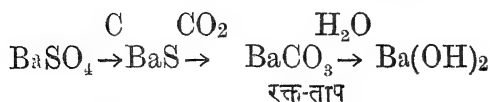


इस परौक्साइड का उपयोग हाइड्रोजन परौक्साइड बनाने में होता है।

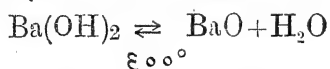
बेरियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — यह बेरियम ऑक्साइड और पानी के योग से बनता है जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है। बेरियम कार्बोनेट को भाप के प्रवाह में रक्त-तप्त तापक्रम पर गरम करके यह व्यापारिक मात्रा में तैयार किया जाता है—



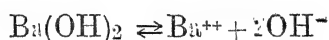
इस काम के लिए चाहें तो विदेराइट का प्राकृतिक कार्बोनेट लें अथवा बेरियम सल्फेट और कार्बन के योग से बेरियम सल्फाइड और फिर कार्बन द्विऑक्साइड के योग से कार्बोनेट बना लें—



बेरियम हाइड्रॉक्साइड निर्जल अवस्था में श्वेत चूर्ण है, पर इसका मणिभीय अष्ट हाइड्रेट, $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, भी मिलता है। यह हाइड्रेट गरम करने पर पहले तो पिघलता है और फिर पानी दे डालता है। निर्जल यौगिक 324° पर गलता है और 600° के निकट विभाजित होने लगता है, पर $600-1000^\circ$ के नीचे विभाजन की गति धीमी ही है।

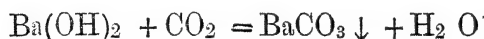


बेरियम हाइड्रॉक्साइड पानी में कैल्सियम और स्ट्रोंशियम हाइड्रॉक्साइड की अपेक्षा अधिक विलेय है। घुल कर बेरीटा (baryta) विलयन मिलता है। इससे अम्लों का अनुमापन (titration) किया जा सकता है। 14° पर 100 ग्राम पानी में 3.23 ग्राम और 100° पर 1.01 ग्राम निर्जल बेरियम हाइड्रॉक्साइड, Ba(OH)_2 , विलेय है। विलयन में हाइड्रॉक्सिल आयनों काफ़ी होती हैं—



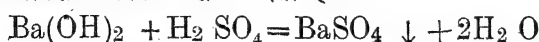
नार्मल विलयन के लिये $14.9.74$ ग्राम प्रति लीटर $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ चाहिये।

बेरियम हाइड्रॉक्साइड के विलयन की उपयोगिता अनुमापन में यह है कि यह कार्बन डिऑक्साइड से सदा मुक्त रहता है। जो कुछ कार्बन डिऑक्साइड शोषित हुआ, वह अविलेय बेरियम कार्बोनेट बन कर पृथक् हो गया—



यह विशेषता अन्य क्षारीय विलयनों में जैसे कार्बिक सोडा, या अमोनिया के, नहीं है। बेराइटा विलयन से अनुमापन करने के लिये विशेष ब्यूरेट काम में आते हैं।

बेराइटा का उपयोग सल्फ्यूरिक एसिड दूर करने में भी किया जाता है क्योंकि यह अविलेय बेरियम सल्फेट देता है—



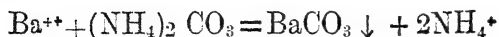
बेरियम आयन के सामान्य गुण—बेरियम लवण पानी में घुल कर निम्न प्रकार नीरंग बेरियम आयन देते हैं—



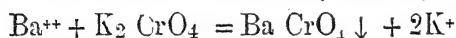
बेरियम आयनों सल्फेट आयनों के साथ बेरियम सल्फेट का सफेद अवक्षेप देती हैं—



बेरियम आयनों अमोनियम कार्बोनेट के साथ बेरियम कार्बोनेट का अवक्षेप देंगी—



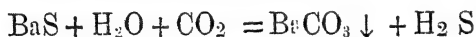
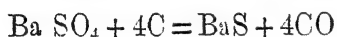
यह अवक्षेप पानी और अमोनिया के विलयन में अविलेय पर ऐसीटिक एसिड में घुल जाता है। इस विलयन में फिर पोटैशियम क्रोमेट का विलयन छोड़ा जाय तो बेरियम क्रोमेट का पीला अवक्षेप आता है—



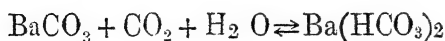
सोडियम फॉस्फेट के साथ भी अमोनिया के विलयन में बेरियम के विलेय लवण बेरियम फॉस्फेट का अवक्षेप देते हैं, पर यह अवक्षेप ऐसीटिक एसिड में विलेय है।

सभी बेरियम लवण बुन्सन ज्वाला को हरा रंग देते हैं।

बेरियम कार्बोनेट, BaCO_3 —यह बेरियम क्लोराइड के विलयन में सोडियम या अमोनियम कार्बोनेट का विलयन मिला कर बनाया जा सकता है। व्यापारिक मात्रा में बनाना हो तो बेरियम सल्फेट को कार्बन से अपचित्र (reduce) करना चाहिये और इस प्रकार जो बेरियम सल्फाइड बने उस पर कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित करना चाहिये—

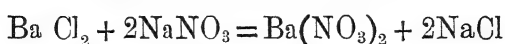


यह कैल्सियम कार्बोनेट के समान श्वेत चूर्ण है। पर उसकी तरह साधारण तापक्रम पर तपा कर विभाजित नहीं किया जा सकता। विभाजन के लिये 1200° से अधिक तापक्रम चाहिये। यह पानी में अविलेय है और कार्बन द्विऑक्साइड के आधिक्य में भी घुल कर अधिक बाइकार्बोनेट नहीं देता—



यह प्रबल विष है। चूहों को मारने के लिये आटे में मिला कर इसकी गोलिएँ धोखे से खिलायी जाती हैं।

बेरियम नाइट्रेट, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ —यह सोडियम नाइट्रेट और बेरियम क्लोराइड के विलयनों के विनिमय से बनाया जा सकता है—



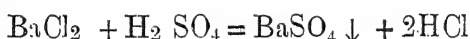
बेरियम नाइट्रेट अन्य नाइट्रेटों की अपेक्षा कम विलेय है, 15° पर १०० ग्राम पानी में ७.७ ग्राम और 100° पर २५ ग्राम ही। बेरियम नाइट्रेट की अपेक्षा बेरियम नाइट्राइट अधिक विलेय है (15° पर १०० ग्राम पानी में ७८ ग्राम, और 100° पर ४६१ ग्राम)।

बेरियम सल्फाइड, BaS —जैसा कहा जा चुका है, यह बेरियम सल्फेट को कोयले के साथ गरम करके बनाया जाता है—



अन्य धातुओं के लवणों की सूक्ष्म उपस्थिति में यह स्फुरण देता है। स्फुरण की दीप्ति का रंग नारंगी होता है।

बेरियम सल्फेट, BaSO_4 —प्रकृति में जो बेराइटीज़ या “हेवी स्पर” मिलता है वह बेरियम सल्फेट है। बेरियम के विलेय लवणों में सल्फ्यूरिक एसिड मिलने पर इसका सफ़ेद अवक्षेप आता है—



इस अविलेय पदार्थ को सुखा कर और तौल कर बेरियम लवणों का परिमार्पण किया जा सकता है। यदि अवक्षेपण ठंडे सान्द्र विलयनों में किया जायगा तो बेरियम सल्फेट के इतने सूक्ष्म कण बनेंगे जो छाना कागज़ से छान कर अलग नहीं किये जा सकते। बेरियम थायोसायनेट और मैंगनस सल्फेट के संतृप्त विलयनों को मिलाने पर श्लिष्ट अर्थात् जिलेटिनस बेरियम सल्फेट का अवक्षेप आता है—



यह जिलेटिनस अवक्षेप थोड़ी देर में फिर अपारदर्शक चूर्ण हो जाता है।

बेरियम सल्फेट पानी में बहुत कम विलेय है। इसका विलेयता गुणनफल $[\text{Ba}^{++}] [\text{SO}_4^{--}] = 1.2 \times 10^{-10}$ है।

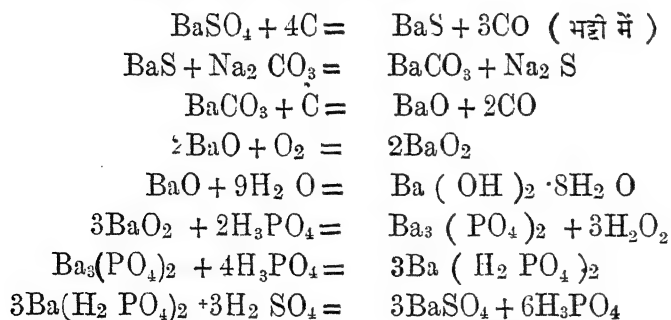
भारतवर्ष में बेराइटीज़ खनिज बहुत पाया जाता है। मद्रास के करनूल प्रान्त से १९१८-३१ के बीच में २४,५०० टन की खोदाई हुई। अलवर में भी पाया जाता है। प्रति वर्ष भारत में ८००० टन खनिज की आवश्यकता

पड़ती है, जिसमें से लगभग ३००० टन बाहर से आता है। इसका मुख्य उपयोग एनेमल पेंटों में है। चमड़ा, रंग, रबर, आतिशबाज़ी आदि अनेक व्यवसायों में भी इसका उपयोग किया जाता है।

बेरियम सल्फेट का व्यवसाय में उपयोग (बेराइटीज़ व्यापार)—
पीछे दी गयी प्रतिक्रियाओं से स्पष्ट हो गया होगा कि बेरियम सल्फेट से ही हम बेरियम के अन्य लवण तैयार करते हैं। प्रकृति में जो बेरियम सल्फेट (बेराइटीज़) पाया जाता है, उसमें कोयला मिला कर घूर्ण भट्टी में तपाते हैं, इस प्रकार बेरियम सल्फाइड बना। यह कंकड़ के रूप में होता है। इसे पानी में अच्छी तरह खलभलाते हैं, और फिर सोडा-राख डाल कर बेरियम कार्बोनेट अवक्षिप्त कर लेते हैं। इस बेरियम कार्बोनेट से अनेक बेरियम यौगिक बनाये जाते हैं। छुने हुये विलयन को सान्द्र करने पर सोडियम सल्फाइड के रवे, $\text{Na}_2 \text{S} \cdot 9\text{H}_2 \text{O}$ (३०-३३% $\text{Na}_2 \text{S}$) मिलते हैं, इनके निर्जलीकरण से ६०% सोडियम सल्फाइड, $\text{Na}_2 \text{S}$, के पत्र मिलते हैं।

जैसा पहले कहा जा चुका है, बेरियम कार्बोनेट को अकेले तपा कर ऑक्साइड में परिणत नहीं कर सकते हैं। इसमें कोयला मिला कर तब तपाते हैं। ऐसा करने से बेरियम ऑक्साइड मिलता है जो शुद्ध हवा में 540° तक गरम किये जाने पर परीक्साइड में परिणत हो जाता है। इससे हाइड्रोजन परीक्साइड बना सकते हैं। ऐसा करने के लिये फॉस्फोरिक एसिड का योग किया जाता है। बेरियम फॉस्फेट अवक्षिप्त हो जाता है।

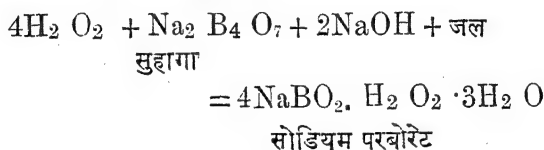
प्रतिक्रियाओं का सारांश इस प्रकार है—



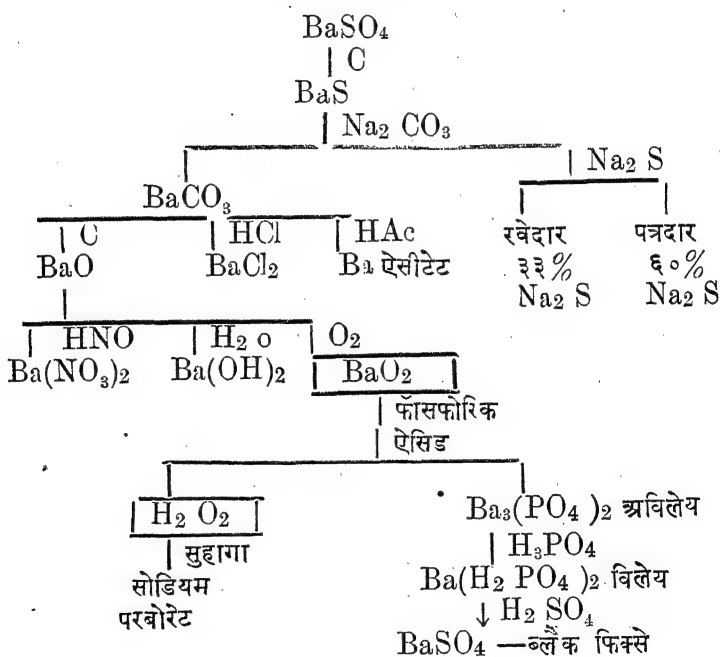
व्लैक फिक्से

यह अन्त में जो बेरियम ऐसिड फॉस्फेट और सल्फ्यूरिक ऐसिड के योग से महीन बेरियम सल्फेट बना उसे ब्लैंक फिक्से (Blanc fixe) कहते हैं। इसका उपयोग वर्णक (pigment) के व्यवसाय में होता है।

जो हाइड्रोजन परॉक्साइड प्राप्त होता है, वह सुहागे के क्षारीय विलयन के साथ सोडियम परबोरेट देता है जिसमें १०% प्राप्य ऑक्सीजन होता है। दाँत के दवाखानों में कीटाणुनाश के लिये इसका विशेष उपयोग होता है।



बेराइटीज़



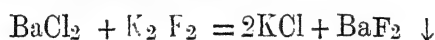
लिथोपोन—यदि निम्न प्रतिक्रिया द्वारा जिंक सल्फाइड और बेरियम सल्फेट दोनों एक साथ अवक्षिप्त हों तो जो वर्णक (pigment) प्राप्त होता है उसे “लिथोपोन” (Lithopone) कहते हैं—



यह लिथोपोन दो अवक्षिप्त पदार्थों का मिश्रण है। यह विषैला नहीं है। इस कारण “सफेदा” (white lead) के स्थान पर इसका उपयोग किया जा सकता है। “सफेदे” से सीसा धातु का विष कभी कभी नुकसान पहुँचा सकता है।

सन् १८८० में और (Orr) ने यह देखा था कि ऊपर की प्रतिक्रिया से जो मिश्रण बनता है, उसमें वैसी अवस्था में तो सामान पर चिपक कर बैठने का गुण नहीं है, पर इस मिश्रण को यदि तपा लिया जाय, और निस्तप्त भाग को पीस कर पानी के साथ लेई-सा कर लिया जाय, और फिर सुखा लिया जाय तो अच्छा वर्णक तैयार होता है। यह वर्णक चमकीले श्वेत रंग का है, और रंगों के साथ स्थायी है। अकेला धूप में रखने पर काला पड़ जाता है। यह सस्ता भी है और विषैला भी नहीं, इसलिये इसका बहुत उपयोग किया जाता है।

बेरियम फ्लोराइड, BaF_2 —यह बेरियम क्लोराइड और पोटैसियम फ्लोराइड के योग से अवक्षिप्त होता है—

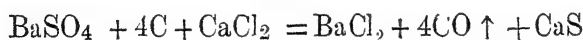


यह भी कैल्सियम फ्लोराइड के समान पानी में कम विलेय है।

बेरियम क्लोराइड, $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —यह बेरियम के लवणों में सबसे अधिक प्रसिद्ध है। बेरियम कार्बोनेट (या हाइड्रॉक्साइड) और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से बनाया जाता है—



बेरियम सल्फेट, कोयला और कैल्सियम क्लोराइड तीनों का मिश्रण भी जोरों से तपा कर क्लोराइड बना सकते हैं—



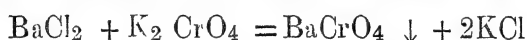
मिश्रण में पानी मिलाते हैं। छान लेने पर छने भाग में कुछ चूना डालते हैं। यदि कैल्सियम सल्फाइड का कुछ अंश बेरियम क्लोराइड के साथ घुल कर चला आया होगा तो वह अविलेय ऑक्सिड-सल्फाइड, $\text{CaO} \cdot \text{CaS}$, बन कर अवक्षिप्त हो जायगा।

निर्जल होने पर बेरियम क्लोराइड श्वेत पदार्थ है, पर मणिभीकरण पर

पारदर्शक नीरंग मणिभ देता है जिनमें पानी के २ अणु हैं। यह जलग्राही नहीं है, इस बात में यह कैल्सियम और स्ट्रोंशियम क्लोराइडों से भिन्न है।

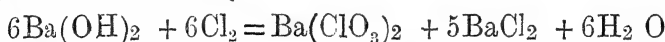
१०० ग्राम पानी में २०° पर यह (निर्जल) ३५.७ ग्राम विलेय है, और १००° पर ५८.८ ग्राम। हाइड्रोक्लोरिक एसिड की उपस्थिति में यह विलेयता और कम हो जाती है, इसीलिये बेरियम क्लोराइड के विलयन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड (सान्द्र) डालने पर मणिभीय अवक्षेप आ जाता है, जो पानी डालने पर फिर घुल जाता है।

बेरियम क्रोमेट, BaCrO_4 — बेरियम लवण के विलयन में पोटैसियम क्रोमेट का विलयन डालने पर बेरियम क्रोमेट का पीला अवक्षेप आता है—



यह अवक्षेप एसिटिक एसिड में भी नहीं घुलता। इस प्रकार यह स्ट्रोंशियम और कैल्सियम क्रोमेटों से भिन्न है।

बेरियम क्लोरेट, $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ — यह क्लोरीन और बेरियम हाइड्रॉक्साइड के योग से ८०° पर बनता है—



विलयन के मणिभीकरण करने पर बेरियम क्लोराइड पहले दूर हो जाता है। यह क्लोरिक एसिड और हरे रंग की आतशबाजी बनाने के काम आता है।

रेडियम, Ra

[Radium]

हेनरी बेक्वरेल (Becquerel) ने सन् १८९६ में यूरेनियम लवणों में स्कन्दनकारिता (radioactivity) देखी। यदि फोटोग्राफी के प्लेट को काले कागज़ से भलीभाँति ढंक कर यूरेनियम लवणों के पास रक्खा जाय तो भी प्लेट के रजत लवणों का अपचयन हो जाता है। यह गुण यूरेनियम धातु में और उसके सभी लवणों में एक समान था। बेक्वरेल ने यह भी देखा कि यूरेनियम लवण विद्युत्-दर्शक का विसर्ग (discharge) कर देते हैं। विसर्ग की गति के आधार पर स्कन्दनकारिता (या रेडियमधर्मत्व) का मापन किया जा सकता है।

यूरेनियम सदा पिचब्लेंड खनिज से निकाला जाता था, और इसका शेष भाग फेंक दिया जाता था। इससे ही बड़े अध्यवसाय के अनन्तर

श्रीमान् और श्रीमती क्यूरी (Curie) ने सन् १८९६ में दो नये तत्त्व प्राप्त किये । एक का नाम रेडियम और दूसरे का पोलोनियम रक्खा गया । बाद को डेब्रीर्ने (Debierne) ने इस यूरेनियम के कचरे में से एक तीसरे तत्त्व की खोज की जिसे ऐक्टीनियम कहते हैं ।

यूरेनियम खनिज की स्कन्दनकारिता त्यों त्यों बढ़ती देखी गयी ज्यों-ज्यों इसके शोधन से बेरियम लवण की सान्द्रता बढ़ायी जाने लगी । १ टन यूरे



चित्र ६८—मेडेम क्यूरी

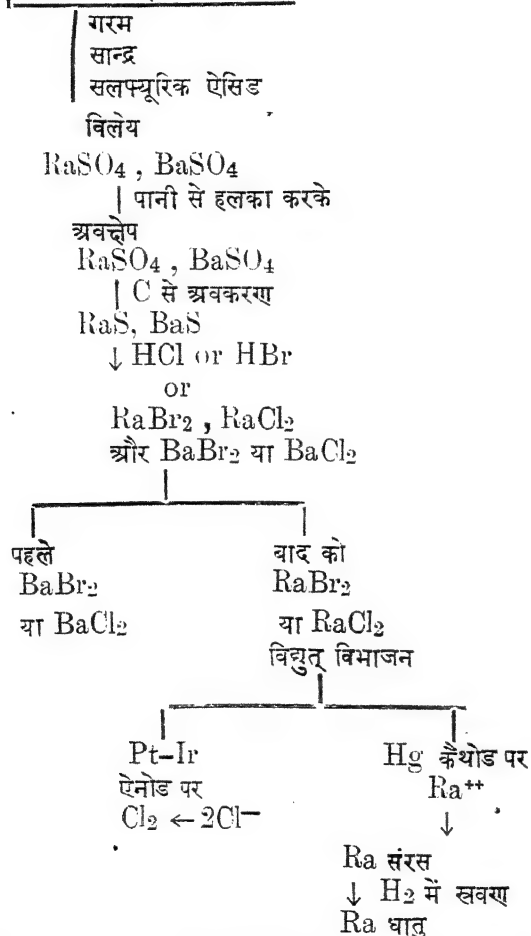
नियम के कचरे से १०-२० किलोग्राम ऐसा सल्फेट प्राप्त किया गया जिसकी स्कन्दनकारिता मूल स्कन्दनकारिता की ६० गुनी थी। क्यूरियों ने सल्फेटों को क्लोराइडों में परिवर्तित किया और फिर इनका आंशिक मणिभीकरण किया। अन्त में जो न्यूनतम विलेय भाग रहा उसमें से १ ग्राम से कम ही कुछ ऐसा लवण (रेडियम क्लोराइड) बनाया गया जिसकी स्कन्दनकारिता यूरेनियम से लाखों गुनी अधिक थी। एक टन पिच ब्लेंड में से ०.३७ ग्राम रेडियम, ०.००००४ ग्राम पोलोनियम और कुछ ऐक्टिनियम मिला।

खनिज—रेडियम प्रकृति में अति सूक्ष्मांशों में बहुत विस्तृत है। बोहीमिया के पिच ब्लेंड से तो यह पहले पहल बनाया ही गया था। अमरीका के कार्नोटोटाइट (carnotite) में जो कोलोरेडो में मिला, रेडियम की अच्छी मात्रा पायी गयी। बेल्जियम कांगो में भी पिच ब्लेंड का अच्छा भण्डार पाया गया। उत्तर पश्चिमी केनाडा की ग्रेट-बेयर झील के तट पर भी सन् १९३० से इसका पता चला।

अधिकांश रेडियम खनिज यूरेनियम के यौगिक हैं। पिच ब्लेंड तो यूरेनिल यूरेनेट, U_3O_8 या $(UO_2)(UO_3)_2$ है। कार्नोटोटाइट पोटेसियम यूरेनिल वैनेडेट, $K_2O \cdot 2UO_3 \cdot V_2O_5 \cdot H_2O$, है। रेडियम खनिज की पहिचान विद्युत् दर्शक के विसर्ग की गति से अथवा फोटोग्राफिक प्लेट पर किसी भारी धातु की छाया (जैसे चाभी या पैसे की छाया) देख कर की जाती है।

धातु निष्कर्षण—१ ग्राम रेडियम प्राप्त करने के लिये २०० टन खनिज से आरंभ करना पड़ता है। इतनी मात्रा से काम करना कितना कठिन है, और वह भी १ ग्राम पदार्थ प्राप्त करने के लिये, इसका अनुमान साधारण बात नहीं। सम्पूर्ण निष्कर्षण विधि का सारांश इस प्रकार है—(१) पिसे कुटे खनिज को पानी के साथ तर किया जाता है। (२) अनावश्यक खनिज को अलग किया जाता है, (३) फिर बेरियम-रेडियम सल्फेटों के अवक्षेपों का मिश्रण प्राप्त करते हैं, (४) इन अविलेय सल्फेटों को विलेय लवणों में (क्लोराइड या ब्रोमाइड में) परिणत करते हैं। (५) अन्त में इन हैलाइडों का आंशिक मणिभीकरण (fractional crystallisation) करते हैं। कार्नोटोटाइट खनिज से रेडियम प्राप्त करने का रूपरेखा नीचे दी जाती है—

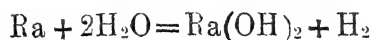
कार्नाटाइट
पोटैसियम यूरेनिल वैनेडेट



रेडियम धातु पाना—रेडियम लवण से रेडियम धातु प्राप्त करना केवल ऐतिहासिक महत्व की बात है। श्रीमती क्यूरी और डेबीर्न ने सन् १९१० में रेडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से इसे प्राप्त किया। ऐनोड (धनद्वार) प्लैटिनम-इरीडियम का लिया, और कैथोड पर जो रेडियम आया, वह पारे से संयुक्त होकर संरस बन गया। इस संरस को हाइड्रोजन के

वातावरण में संचित किया गया, जब तक कि पारा सब उड़ न गया। इस प्रकार बड़ी कुशलता से श्रीमती क्यूरी और इसके सहयोगियों ने रेडियम धातु प्राप्त की।

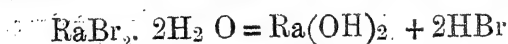
गुण—रेडियम श्वेत धातु है जिसका घनत्व ५ है। इसका द्रवणांक पहले क्यूरी ने 700° समझा था, पर बाद को 860° पाया गया। इसका कथनांक बेरियम की भाँति 1180° ही है। यह बड़ी क्रियाशील धातु है। हवा में रखने पर ऊपर सतह पर नाइट्राइड बन जाने के कारण यह धातु शीघ्र काली पड़ जाती है। यह कागज़ को सुलसा देती है, और पानी से शीघ्र प्रतिक्रिया करके हाइड्रॉक्साइड देती है—



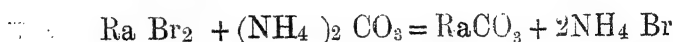
यह धातु हाइड्रोक्लोरिक एसिड में भी शीघ्र घुलती है।

यौगिक—रेडियम के मुख्य यौगिक क्लोराइड RaCl_2 ; ब्रोमाइड, RaBr_2 ; आयोडाइड, RaI_2 ; नाइट्रेट, $\text{Ra}(\text{NO}_3)_2$; कार्बोनेट, RaCO_3 और सल्फेट, RaSO_4 हैं। ये बेरियम के यौगिकों से मिलते-जुलते हैं। रेडियम क्लोराइड के रवे $\text{RaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ तो बेरियम क्लोराइड के मणिभों, $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, के समरूपी हैं। शुद्ध रूप में ये नीरंग होते हैं, पर बेरियम लवण से मिले रहने पर इनका रंग पीला या गुलाबी भी हो सकता है।

रेडियम ब्रोमाइड, $\text{RaBr}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, हवा में रख छोड़ने पर विभाजित हो जाता है और हाइड्रॉक्साइड, $\text{Ra}(\text{OH})_2$, देता है।



रेडियम के विलेय लवण अमोनियम कार्बोनेट के योग से रेडियम कार्बोनेट का अवक्षेप देते हैं—



रेडियम सल्फेट, RaSO_4 , बेरियम सल्फेट से भी कम विलेय है, पर मिश्रित विलयनों में से दोनों का अवक्षेप एक साथ ही आता है।

रेडियम कार्बोनेट और नाइट्रिक एसिड के योग से रेडियम नाइट्रेट बनता है।



रेडियम परमाणु का विभाजन—रेडियमधर्मा तत्त्व, जैसे रेडियम, यूरेनियम, थोरियम आदि सदा विभाजित होते रहते हैं। इनसे तीन प्रकार की किरणें निकला करती हैं—(१) ऐलफा किरण, (२) बीटा किरण, और गामा किरण। ऐलफा किरणें द्वाविष्ट हीलियम परमाणु He^4_2 , हैं, और बीटा किरणें एलेक्ट्रॉन हैं, तथा गामा किरण अत्यन्त प्रवेशशील रश्मियाँ हैं। रेडियम परमाणु के केन्द्र का विभाजन निम्न प्रकार होता रहता है—

तत्त्व	परमाणु संख्या	परमाणु भार	अर्धजीवन काल
Ra	८८	२२६	१६६० वर्ष
↓ ऐ०			
Rn	८६	२२२	३.८३ दिन
↓ ऐ०			
RaA	८४	२१८	३ मिनट
↓ ऐ०			
RaB	८२	२१४	२६.८ मिनट
↓ बी०, गामा०			
RaC	८३	२१४	१६.५ मिनट
↓ ऐ०, बी०, गामा०			
RaC'	८१	२१०	१.४ मिनट
↓ बी०			
RaC''	८४	२१४	3×10^{-5} सैकंड
↓ ऐ०			
RaD	८२	२१०	१६.५ वर्ष
↓ बी०			
RaE	८३	२१०	५ दिन
↓ बी०			
RaF	८४	२१०	१४० दिन
↓ ऐ०			
RaG	८२	२०६.०१६	स्थायी

(सीसा-स्थायी)

प्रश्न

१. मेगनीशियम किन बातों में एक ओर तो कैल्सियम, स्ट्रोंशियम और बेरियम के समान है, और दूसरी ओर यशद, कैडमियम और पारे के ? विवेचनापूर्वक लिखो। (लण्डन, बी० एस-सी०)

२. प्रकृति में कैल्सियम के कौन से लवण पाये जाते हैं ? कैल्सियम धातु कैसे तैयार की जाती है ? ब्लिचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण), प्लास्टर ऑफ़ पेरिस, कैल्सियम सायनेमाइड और सीमेंट कैसे तैयार करते हैं, और व्यापार में इनके क्या उपयोग हैं ? (बम्बई, बी० ए०)

३. बेरियम सल्फेट से बेरियम क्लोराइड, बेरियम परौक्साइड, और बेरियम फॉस्फेट कैसे बनाओगे ?

४. द्वारीय पार्थिव तत्वों और रेडियम के यौगिकों के भौतिक और रासायनिक गुणों की तुलना करो। इन चारों को एक ही समूह में क्यों रखा जाता है ? (पंजाब, १९३२)

५. द्वितीय समूह के क और ख-उपसमूहों के तत्वों की तुलना करो, और आवर्त संविभाग में उनका क्या स्थान है, इसकी विवेचना करो। (प्रयाग, १९४२)

६. डोलोमाइट से मेगनीशिया कैसे तैयार करोगे ? मेगनीशियम और बेरीलियम के गुणों की तुलना करो।

७. बेरीलियम धातु के मुख्य लवणों का उल्लेख करो।

८. निम्न पर सूक्ष्म टिप्पणियाँ लिखो—लिथोपोन, प्लास्टर ऑफ़ पेरिस, बुक्का चूना, कैल्सियम कार्बाइड, सायनेमाइड, कैल्सियम सुपरफॉस्फेट।

९. रेडियम को पिच ब्लैंड में से कैसे पृथक् किया गया ? रेडियम और बेरियम के यौगिकों की तुलना करो।

अध्याय १२

द्वितीय समूह के तत्त्व (२)

यशद, कैडमियम और पारा

जैसा कि पहले अध्याय में कहा जा चुका है, द्वितीय समूह में मेगनीशियम के बाद से दो शाखायें आरम्भ होती हैं। पहली शाखा में कैल्शियम, स्ट्रॉन्शियम और बेरियम हैं, और दूसरी शाखा में यशद (जस्ता), कैडमियम और पारा। इस दूसरी शाखा को उपसमूह-ख कहते हैं। यह उपसमूह उसी प्रकार का है, जिस प्रकार का प्रथम समूह में ताँवे, चाँदी और सोने का था।

आवर्त संविभाग में ताँवे के बाद यशद का, चाँदी के बाद कैडमियम का और सोने के बाद पारे का क्रम है। अतः स्वभावतः जिस प्रकार के गुणों का परिवर्तन ताँवे से लेकर सोने तक प्रथम समूह में होता है, उसी प्रकार यशद से लेकर पारे तक भी। तीसरे समूह में इसी प्रकार के तत्त्व गैलियम और इंडियम हैं, पर उनका विस्तृत उल्लेख यहाँ नहीं किया जा सकता।

धातुओं के भौतिक गुण—जस्ता, कैडमियम और पारे के भौतिक गुण नीचे दिये जाते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणुभार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	आपेक्षिक ताप
३०	यशद	Zn	६५.३७	७.१	४१८°	६१८°	०.०६३
४८	कैडमियम	Cd	११२.४१	८.६४	३२१°	७७८°	०.०५५
८०	पारा	Hg	२००.०६	१३.४४	-३८°	३५६.७°	—

इस सारणी से यह स्पष्ट है कि जैसे-जैसे परमाणुभार बढ़ता जाता है तत्त्वों का घनत्व भी बढ़ता जाता है, पर द्रवणांक और कथनांक क्रमशः कम होते जाते हैं। आपेक्षिक ताप भी घटता जाता है।

परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—भिन्न-भिन्न कक्षाओं में ऋणाणु इन तत्त्वों के परमाणुओं में किन स्थिति में हैं, यह नीचे दिया जाता है—

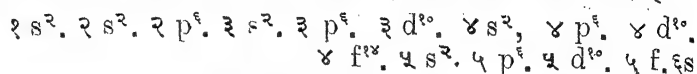
यशद—Zn (३०)—१ s^२. २ s^२. २ p^६. ३ s^२. ३ p^६. ३ d^{१०}. ४ s^२

कैडमियम—Cd (४८)—१ s^२. २ s^२. २ p^६. ३ s^२. ३ p^६. ३ d^{१०}. ४ s^२. ४ p^६. ४ d^{१०}. ५ s^२

पारा—Hg (८०)—१ s^२. २ s^२. २ p^६. ३ s^२. ३ p^६. ३ d^{१०}. ४ s^२.

४ p^६. ४ d^{१०}. ४ f^{१४}. ५ s^२. ५ p^६. ५ d^{१०}. ६ s^२

इस उपक्रम से यह स्पष्ट है कि बाह्यतम कक्ष पर तो s^2 स्थिति है, पर इस कक्ष से ठीक पहले के कक्ष पर $s^2 p^1 d^1$ की स्थिति है। बाह्यतम कक्ष की स्थिति s^2 यह बताती है कि इन तत्त्वों की संयोज्यता २ है। वस्तुतः जस्ता, कैडमियम और पारा (-इक) द्वि-संयोज्य ही हैं। पारे के कुछ यौगिकों में संयोज्यता १ भी है। उस समय इसका उपक्रम इस प्रकार का माना जाता है—



इस उपक्रम के आधार पर ही हम यह अच्छी तरह समझ सकते हैं कि इस उपसमूह के तत्त्व कैलसियम, स्ट्रॉंशियम, और बेरियम से कुछ बातों में समान होते हुए भी अन्य बातों में भिन्न क्यों हैं।

कैलसियम और यशद समूह—दोनों समूहों की तुलना निम्न प्रकार की जा सकती है—

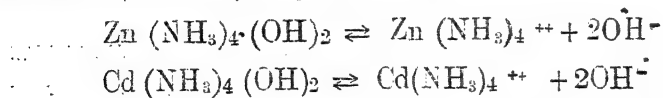
कैलसियम समूह Ca, Sr, Ba	यशद समूह Zn, Cd, Hg
समानतायें—	
१. संयोज्यता दो है।	संयोज्यता मरक्यूरस को छोड़ कर शेष यौगिकों में दो है।
२. कार्बोनेट अविलेय हैं।	कार्बोनेट अविलेय हैं।
३. कैलसियम क्लोराइड जलप्राही है।	ज़िंक क्लोराइड जलप्राही है।
४. फॉस्फेट अविलेय हैं।	फॉस्फेट अविलेय हैं।
५. परोक्साइड देते हैं।	परोक्साइड देते हैं, पर कम स्थायी।
भिन्नतायें	
१. अधिक प्रबल विद्युत् धनात्मक हैं।	विद्युत् धनात्मकता कम है।
२. अधिक क्रियाशील हैं, पानी और वायु के प्रति।	पानी और वायु के प्रति स्नेह कम है।
३. सल्फेट अधिकतर अविलेय है।	सल्फेट विलेय है।
४. सल्फाइड अम्लों या क्षारों में विलेय हैं।	यशद सल्फाइड अमोनिया में अविलेय और शेष दो के अम्लों में अविलेय हैं।
५. संकीर्ण यौगिक नहीं बनाते।	संकीर्ण यौगिक बहुत बनाते हैं।
६. हलकी और मृदु धातुयें हैं। धातुयें कठिनता से प्राप्त होती हैं। बेरियम और रेडियम तो बहुत कठिनता से।	भारी और कठोर धातुयें हैं। धातुयें आसानी से बनायी जा सकती हैं, और स्थायी हैं।

यशद (जस्ता) और कैडमियम—ये दोनों तत्त्व एक ही उपसमूह के हैं, और दोनों में बड़ी समानता है। जिंक ब्लेंड, ZnS , में दोनों ही तत्त्वों के सलफाइड पाये जाते हैं, यद्यपि अधिकांश इसमें यशद का ही होता है। ये दोनों धातुयें वाष्पशील हैं, और इसी लिये जब जारित खनिज को क्रोयले के साथ अपचित करते हैं, तो इन दोनों में से कैडमियम पहले उड़ता है क्योंकि यह यशद से अधिक वाष्पशील है, और फिर यशद।

ये दोनों धातुयें कई रूपों में पायी जाती हैं। मामूली यशद भंजनशील और मणिभोय है, पर यह १००° - १५०° के बीच में नरम पड़ जाता है, और तब यह पीट कर पत्र बनाया जा सकता है। कैडमियम साधारणतया नरम है, पर ८०° के निकट भंजनशील हो जाता है। कैडमियम के इन दो रूपों का संक्रमण-तापक्रम (transition temperature) ६४.६° है।

यशद और कैडमियम दोनों हवा में जलकर ऑक्साइड देते हैं। नम हवा में धीरे-धीरे ऑक्साइड बनाते हैं। पर गरम करने पर भी पानी का विभाजन नहीं करते (इस बात में मैगनीशियम से भिन्न हैं)। सभी हलके अम्लों से प्रतिक्रिया करते हैं; और नाइट्रिक एसिड को छोड़ कर सभी एसिडों से हाइड्रोजन देते हैं। जस्ता तो क्षारों से प्रतिक्रिया करके जिंकेट (zincate) देता है, पर कैडमियम क्षारों के साथ इस प्रकार का कोई यौगिक नहीं देता। इससे स्पष्ट है कि यशद की अपेक्षा कैडमियम अधिक भस्मजनक है।

कैडमियम और यशद दोनों के हाइड्रॉक्साइड अमोनिया में विलेय हैं, और घुलने पर निम्न संकीर्ण यौगिक बनते हैं—

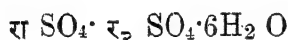


यशद सलफाइड और कैडमियम सलफाइड दोनों का उपयोग प्रयोग-रसायन में किया जाता है। कैडमियम सलफाइड क्षार और अम्लों के हलके विलयन में तो अविलेय हैं, पर तीव्र सान्द्र अम्लों में घुल जाता है। यशद सलफाइड हलके अथवा सान्द्र सभी अम्लों में विलेय पर अमोनिया क्षार में अविलेय है।

यशद और कैडमियम दोनों ही परौक्साइड, ZnO_2 , CdO_2 , बनाते हैं। ये परौक्साइड हाइड्रौक्साइड और हाइड्रोजन परौक्साइड के योग से बनते हैं। पर यह स्मरण रखना चाहिये कि ये परौक्साइड कैल्सियम समूह के परौक्साइडों से कम स्थायी हैं।

यशद (ज़िंक) हैलाइड और कैडमियम हैलाइड में भी समानता है, दोनों एक ही प्रकार बनाये जा सकते हैं—धातु और हैलोजन के योग से, या ऐसिडों और ऑक्साइड अथवा कार्बोनेटों की प्रतिक्रिया से। ये हैलाइड सापेक्षतः कम तापक्रमों पर ही गल जाते हैं, और बिना विभाजन की आशंका के उवाले भी जा सकते हैं। दोनों क्लोराइड क्षार तत्त्वों के क्लोराइडों के साथ द्विगुण लवण भी बनाते हैं— $ZnCl_2 \cdot 2NH_4 Cl$, और $CdCl_2 \cdot 2NH_4 Cl$ । ये दोनों क्लोराइड अमोनिया से युक्त हो जाते हैं— $ZnCl_2 \cdot 2NH_3$ और $CdCl_2 \cdot 2NH_3$ । हाइड्रौक्सिलेमिन के योग से निम्न द्विगुण यौगिक बनते हैं— $ZnCl_2 \cdot 2NH_2 OH$ और $CdCl_2 \cdot 2NH_2 OH$ ।

यशद (ज़िंक) सल्फेट और कैडमियम सल्फेट के हाइड्रेटों में थोड़ासा अन्तर है। साधारणतया यशद सल्फेट के मणिम $ZnSO_4 \cdot 7H_2 O$ हैं, पर कैडमियम सल्फेट के रवे $3CdSO_4 \cdot 8H_2 O$ अथवा $CdSO_4 \cdot 7H_2 O$ हैं। पर नीचे के तापक्रमों पर $CdSO_4 \cdot 7H_2 O$ हाइड्रेट भी पाया गया है। दोनों सल्फेट इस प्रकार के द्विगुण लवण भी बनाते हैं—



इनमें $r_1 = Zn$, या Cd , और $r_2 = K, NH_4, Pb, Cs, Tl$ आदि।

यशद और कैडमियम के द्विगुण सल्फेट समरूपी (isomorphous) हैं। दोनों के सल्फेट अमोनिया के साथ $ZnSO_4 \cdot 5NH_3$ और $CdSO_4 \cdot 5NH_3$ यौगिक देते हैं।

ताँबे और यशद की तुलना—यह कहा जा चुका है कि ताँबे के बाद ही आवर्त्त संविभाग में यशद (जस्ता) है। दोनों की तुलना निम्न प्रकार है—

ताँबा	यशद
१. उपयोगी धातु है।	उपयोगी धातु है।
२. मिश्रधातु बनती है।	परस्पर मिश्रधातु बनाते हैं।
३. ताँबा अधिक घनवर्धनीय है।	भंजनशील है, पर 100° - 150° पर घनवर्धनीय है।
४. कम विद्युत् धनात्मक है।	अधिक विद्युत् धनात्मक है।
५. इक यौगिक अधिक स्थायी है। -अस यौगिक भी देता है।	-अस यौगिक नहीं होते।
६. सल्फाइड अम्ल में नहीं घुलता।	सल्फाइड अम्ल में विलेय है।
७. सल्फेट $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ।	सल्फेट $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ । फेरस सल्फेट के समान है।
८. अमोनिया के साथ संकीर्ण यौगिक।	अमोनिया के साथ संकीर्ण यौगिक।
९. द्विगुण लवण नहीं देता (क्षारीय सल्फेटों के साथ)।	द्विगुण लवण देता है।
१०. क्षारों के साथ विलेय हाइड्रस ऑक्साइड।	क्षारों के आधिक्य से जिकेट देता है।

ताम्र समूह और यशद समूह—यशद (ज़िंक) समूह की स्थिति ताम्र समूह और गैलियम समूह के बीच की है—

पहला समूह	दूसरा समूह	तीसरा समूह
Cu २६	Zn ३०	Ga ३१
Ag ४७	Cd ४८	In ४९
Au ७९	Hg ८०	Tl ८१

ताम्रसमूह के तत्त्वों की संयोज्यतायें कई हैं। क्यूप्रस-क्यूप्रिक में १ और २ और औरस और औरिक में १ और ३, चाँदी की १ है। पर यशद समूह के तत्त्वों की संयोज्यतायें विशेष रूप से दो हैं—कैडमस यौगिक जैसे $\text{Cd}_2(\text{OH})_2$ कम पाये जाते हैं। मरक्यूरस यौगिक अवश्य स्थायी हैं जिनमें पारे की संयोज्यता १ है।

पहले समूह के ये तत्त्व राजसी धातु हैं, पर यशद समूह के तत्त्व साधारण श्रेणी के धातु हैं, यद्यपि पारे में जस्ता और कैडमियम की अपेक्षा अधिक स्थायित्व है। वस्तुतः जो संबंध सोने और ताँबे का है वही पारे और जस्ते का।

ताँबे और जस्ते दोनों समूह के तत्त्व संकीर्ण यौगिक बनाते हैं। दोनों समूह के अन्य यौगिकों में भी समानतायें हैं।

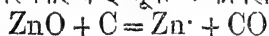
जस्ता, यशद या जिंक Zn

[Zinc]

यशद हमारे देश की एक चिरपरिचित धातु है। पीतल बनाने में इसका उपयोग बहुत पुराने समय से चला आ रहा है। इसका देशी नाम जस्ता भी है। जस्ते का इतना अधिक प्रचार होते हुये भी हमारे देश में इसकी खानें बहुत ही कम हैं। अधिकतर जस्ते के अयस्क (ore) बर्मा से आते हैं। बर्मा में जस्ता, चाँदी और सीसे की मिश्रित खानें हैं। “जिंक कन्सेण्ट्रेट” अर्थात् ऐसा खनिज जिसमें जस्ते की सान्द्रता बढ़ा दी गयी हो सन् १९३२ में ४४४८४ टन बर्मा से मिलीं।

यशद के मुख्य अयस्क ये हैं—(१) जिंक ब्लेण्ड (Zinc blende), ZnS , यह सलफाइड है। (२) कैलेमाइन (Calamine), $ZnCO_3$, यह कार्बोनेट है। (३) फ्रैंक्लिनाइट (Franklinite), यह लोहे, ज ते और मैंगनीज़ का मिश्रित ऑक्साइड है। (४) जिंकाइट (Zincite), ZnO , यह ऑक्साइड है।

यदि जिंक ब्लेण्ड अयस्क का उपयोग करना हो तो पहले इसका जारण करते हैं, और फिर बन्द मूषा में कोयले के साथ गरम करते हैं।

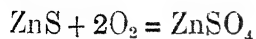


धातुकर्म—आजकल यशद के अयस्क से धातु प्राप्त करने की दो विधियाँ हैं। एक तो वेलजियन विधि और दूसरी सिलीसियन विधि। धातु प्राप्त करने की विधियों के निम्न अंग मुख्य हैं—

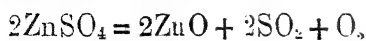
(क) सबसे पहले अयस्क का मूलशोधन करते हैं। ऐसा करने से शिलाओं के अनावश्यक टुकड़े अलग हो जाते हैं।

(ख) अयस्क को फिर पीसते हैं। पुनः उत्प्लावन विधि (flotation process) द्वारा (विशेषतया यदि अयस्क जिंक ब्लेण्ड हो) इसका सान्द्रिकरण करते हैं।

(ग) इसके बाद अयस्क का जारण करते हैं—सलफाइड से पहले सलफेट बनता है—

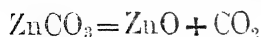


यह सलफेट तप्त होने पर यशद ऑक्साइड में परिणत हो जाता है—

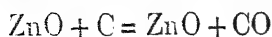


यशद का ऑक्साइड बनना आवश्यक है क्योंकि यशद सलफाइड का अपचयन नहीं किया जा सकता।

यदि क्लेमाइन अयस्क लिया है तो जारण न करके निस्तापन करते हैं। ऐसा करने से कार्बोनेट का ऑक्साइड बन जाता है—



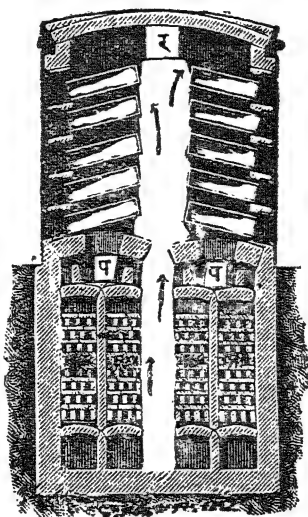
(घ) यशद के ऑक्साइड में फिर कार्बन मिलाते हैं (एन्थ्रोसाइट या कोक-रज इत्यादि), और फिर भभकों में गरम करते हैं।



यदि अयस्क में कैडमियम मिला हो, तो यह भी धातु में साथ-साथ परिणत हो जाता है।

(ङ) गरम करके तपाने पर पहले तो उड़ कर कैडमियम धातु आती है, और बाद को जरता। ठंडा करके यह धातु जमा कर ली जाती है।

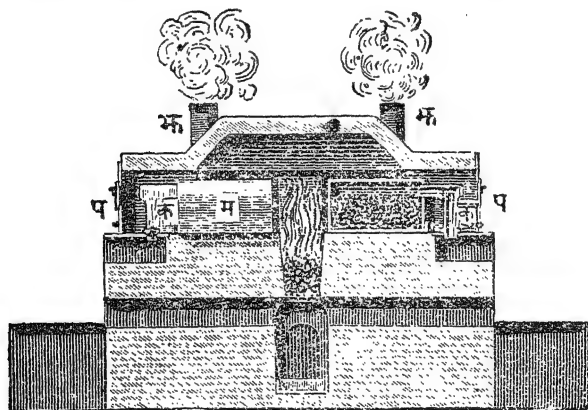
बेलजियन विधि—इस विधि में अग्निजित् दुर्द्राव्य मिट्टी के बने गोल या अंडेनुमा भभके काम में आते हैं जो एक सिरे पर बन्द और दूसरे पर खुले रहते हैं (चित्र '...')। गरम करने के लिये या तो कोयले की या गैस की भट्टियाँ काम आती हैं। प्रत्येक भभके में ४० पौंड मिश्रण भरा जाता है (२ भाग अयस्क और १ भाग कोयला)। तापक्रम बढ़ाते हैं। जो कार्बन एक्साइड



चित्र ६६—बेलजियन भट्टी

अपचयन द्वारा उत्पन्न होता है, जलने पर नीली ज्वाला देता है, जिसे देख कर पता लगता रहता है कि अयस्क की क्या स्थिति है। थोड़ी देर बाद जब भूरी वाष्पें निकलने लगें तो समझना चाहिये कि कैडमियम (जो अयस्क में बहुधा जस्ते के साथ मिला रहता है) उड़ कर आ रहा है। थोड़ी देर बाद जस्ता भी उड़ कर आने लगता है, इसे लोहे के विद्रावकों (condenser) में ठंडा कर लेते हैं। भभके की सूँड की दीवारों पर जो जस्ता जम जाता है, उसे खरौं च लेते हैं। भट्टे में फिर और अयस्क और कोयले का मिश्रण डाल देते हैं। इस प्रकार बिना ठंडा किये ही भट्टे लगातार बहुत समय तक चल सकते हैं।

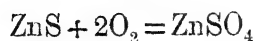
सिलीसियन विधि—इस विधि में क्षेपण भट्टी का प्रयोग किया जाता



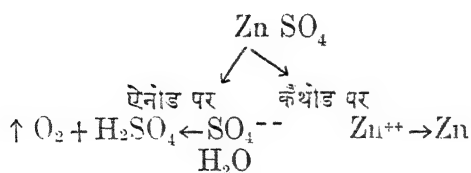
चित्र ७०—सिलीसियन भट्टी

है। इस भट्टी के फर्श पर D आकार के अनेक भभके एक कतार में धरे होते हैं। इनमें कोयला और जारित अयस्क का मिश्रण भरा होता है, इस भट्टे में भी अपचयन उसी भाँति होता है जैसे बेलजियन विधि में। मिट्टी के नलों में होकर धातुओं की वाष्पें बाहर आती हैं, और विशेष बने हुये विद्रावकों में उन्हें ठंडा कर लिया जाता है।

विद्युत् विच्छेदन द्वारा—जिन स्थलों पर बिजली सस्ती पड़ती है, वहाँ जस्ता विद्युत् विच्छेदन द्वारा तैयार किया जा सकता है। सलफाइड अयस्क का सावधानी पूर्वक जारण करते हैं, जिससे यह यशद सलफेट बन जाय।



इसे फिर पानी के साथ खलभलाते हैं, जिससे सल्फेट पानी में घुल जाय। इस विलयन में से लोहे, कैडमियम, सीसा और ताँबे की अशुद्धियाँ उसी प्रकार अलग कर देते हैं, जैसे कि प्रयोग-रसायन के गुणात्मक परीक्षण में। अब इस यशद सल्फेट का विद्युत् विच्छेदन किया जाता है। इस प्रकार प्राप्त जस्ता अन्य विधियों द्वारा प्राप्त धातु की अपेक्षा अधिक शुद्ध होता है।



धातु के गुण—यह नीलक श्वेत धातु है, जो हवा में पड़ी रहने पर धूसर वर्ण की हो जाती है। अपनी ठोस अवस्था में यह अत्यन्त रवेदार प्रतीत होती है, और भुरभुरी भंजनशील है। यह 100° - 150° के बीच में नरम पड़ जाती है, और फिर 300° के ऊपर ऐसी भुरभुरी हो जाती है, कि ठोंकने पर बिलकुल चूरा बन जाती है। 100° - 150° के बीच में ही इसके तार खींचे जा सकते हैं। इस तापक्रम पर इसकी चादरें भी ढाली जा सकती हैं, और ये चादरें ठंडी पड़ने पर भी अपनी दृढ़ता कायम रखती हैं। इन चादरों से छतें पाटी जा सकती हैं।

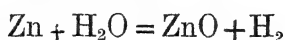
जस्ते का द्रवणांक 420° और कथनांक 630° है। मामूली वर्नर के तापक्रम पर यह काफी वाष्पशील है। इसका घनत्व घटता बढ़ता रहता है, यह धातु के इतिहास पर निर्भर है। आनुमानिक घनत्व 7.0 है। यह गरमी और ताप की अच्छी चालक है।

1000° से ऊपर गरम किये जाने पर जस्ता हवा में जल उठता है। इस प्रकार जस्ते के ऑक्साइड का धुआँ बनता है। जस्ता का ऑक्साइड रूई की गठन का भी बनाया जा सकता है जिसे पहले पोम्फोलिक्स (दार्शनिकों की रूई) कहते थे।

जस्ता क्लोरीन से प्रतिकृत होकर यशद क्लोराइड, ZnCl_2 , और गन्धक से प्रतिकृत होकर यशद-सल्फाइड, ZnS , देता है।

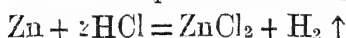
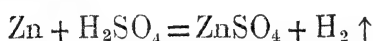
यदि सर्वथा शुद्ध जस्ता लिया जाय, तो गरम पानी पर इसकी प्रतिक्रिया

नहीं होती। पर बाज़ारू अशुद्ध जस्ता उबलते पानी को धीरे धीरे विभाजित करता है। ठंडे पानी का जस्ते पर कोई असर नहीं होता, जस्ता रक्त तप्त होने पर भाप का विभाजन निम्न प्रकार करता है—



हवा में रक्खा-रक्खा जस्ता कुछ धूसर वर्ण का हो जाता है क्योंकि इसके पृष्ठ पर ऑक्साइड की हलकी तह जम जाती है। यह तह शेष जस्ते की रक्षा करती है।

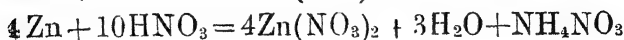
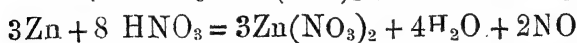
बाजारू जस्ते पर हलके अम्लों की अच्छी प्रतिक्रिया होती है, और हाइड्रोजन निकलता है—



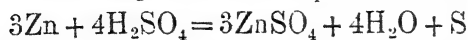
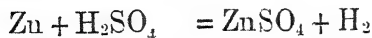
पर अति शुद्ध जस्ते पर एसिडों का प्रभाव बहुत धीरे धीरे होता है। ऐसा कहा जाता है कि हाइड्रोजन की एक पतली तह धातु पर जमा हो जाती है, और फिर उसके संरक्षण से धातु एसिड की प्रतिक्रिया से बच जाती है। अशुद्ध जस्ते में जो अशुद्धियाँ होती हैं, वे बहुधा उन धातुओं की होती हैं जो जस्ते की अपेक्षा विद्युत् ऋणात्मक हैं। जैसे विद्युत् घट में ताम्र प्लेट पर हाइड्रोजन निकलता है, उसी प्रकार इन अशुद्धियों द्वारा प्रदत्त केन्द्रों पर हाइड्रोजन निकलने लगता है।

उपचायक अर्थात् ऑक्सीकारक पदार्थों की विद्यमानता में शुद्ध जस्ता भी एसिडों में घुल जाता है। इससे भी उस धारणा की पुष्टि होती है, क्योंकि ये उपचायक पदार्थ धातु के पृष्ठ के हाइड्रोजन-स्तर का उपचयन कर देते हैं।

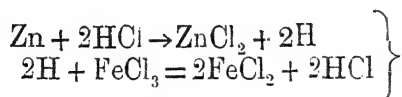
नाइट्रिक एसिड के साथ जस्ता कई पदार्थ देता है। यशद नाइट्रेट तो बनता ही है, पर यदि एसिड सान्द्र हुआ तो नाइट्रोजन परीक्साइड गैस निकलती है, यदि कुछ हलका हुआ तो नाइट्रिक ऑक्साइड गैस निकलेगी। यदि नाइट्रिक एसिड का अधिक हलका विलयन लिया जाय तो कोई गैस नहीं निकलती, और अमोनियम नाइट्रेट बनता है—



हलके गन्धक के तेजाब और जस्ते के योग से तो हाइड्रोजन बनता है, पर गरम तीव्र ऐसिड से हाइड्रोजन सल्फाइड, गन्धक और गन्धक द्वि ऑक्साइड तीनों स्थिति के अनुसार बन सकते हैं।



जस्ता और हलके ऐसिड के संयोग से जो नवजात हाइड्रोजन निकलता है उससे अपचयन का काम लिया जा सकता है। यह नाइट्रेट को नाइट्राइट में, क्लोरेट को क्लोराइड में और फेरिक लवण को फेस में परिणत कर सकता है।



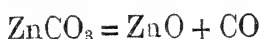
जस्ते द्वारा लोहे का गैलवेनीकरण (कलई करना)—जस्ते का विशेष उपयोग लोहे के पदार्थों पर कलई करना है। लोहे के बर्तनों पर जस्ते की यदि कलई चढ़ जाय, तो लोहा जंग खाने से बचा रहेगा। यही नहीं, यदि किसी थोड़े से स्थल पर कलई उखड़ भी जाय, तो उस स्थल के लोहे पर भी जंग नहीं लगता। बात यह है कि जस्ते और लोहे दोनों के योग से गैलवेनिक सैल बनती है। इसमें जस्ता अधिक विद्युत् धनात्मक है, अतः यही अकेला घुलेगा। इस प्रकार जब तक सब जस्ते की कलई न उखड़ जाय, लोहा जंग खाने से बचा रहेगा।

जिस बर्तन पर कलई चढ़ानी हो उस पर पहले खटाई चढ़ाते हैं। इस विधि को पिकलिंग (pickling) कहते हैं। यह हलके नमक के तेजाब से की जाती है। ऐसा करने से लोहे पर का जंग का परत उचड़ जाता है। अब बर्तन को अच्छी तरह धो डालते हैं। जस्ते को अलग गलाते हैं; गले हुए द्रव के ऊपर नौसादर (NH_4Cl) छोड़ देते हैं जो द्रावक (flux) का काम करता है। अब बर्तन को गले हुये जस्ते में डुबो कर निकाल लेते हैं। ऐसा होने पर लोहे पर जस्ता चढ़ जाता है। तारों पर भी जस्ते की कलई इसी प्रकार चढ़ायी जा सकती है।

परमाणुभार—झूलोन और पेटी के नियम के अनुसार, और यशद

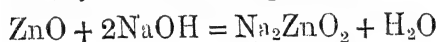
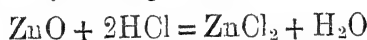
क्लोराइड, यशद ऐथिल आदि के वाष्प घनत्व के आधार पर जस्ते का परमाणुभार ६३ के लगभग निकलता है। जस्ते की नियत मात्रा चाँदी के लवण के विलयन में से कितनी चाँदी पृथक् करती है $[Zn + 2AgNO_3 \rightarrow 2Ag + Zn(NO_3)_2]$ इस प्रकार इसका रासायनिक तुल्यांक निकाला जा सकता है। इन प्रयोगों से जस्ते का परमाणुभार ६५.३८ निकलता है।

यशद ऑक्साइड (जिंक ऑक्साइड)—पुराने रोमन समय में जिस कैडमिया का उपयोग होता था, वह वस्तुतः अशुद्ध यशद ऑक्साइड ही था। जिंकाइट खनिज भी ऑक्साइड है। यह सामान्य विधियों से बनाया जा सकता है अर्थात् जस्ते को ऑक्सीजन में जला कर, या यशद कार्बोनेट को गरम करके—



यह रक्तताप पर कार्बन द्वारा अपचित होकर धातु देता है जैसा कि पहले कहा जा चुका है।

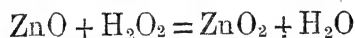
यह ऑक्साइड पानी में लगभग अविलेय है (१:२३६,०००)। पर यह क्षार और अम्ल दोनों में घुलता है—



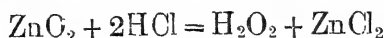
क्षार के साथ विलेय जिंकेट, Na_2ZnO_2 , देता है।

इस ऑक्साइड का उपयोग सक्रिय पेंटों में (जिंक व्हाइट) और दवा-खानों में (जिंक ऑइंटमेंट) होता है। पॉर्सिलेन के निर्माण में भी इसका प्रयोग होता है।

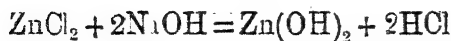
यशद परौक्साइड (जिंक परौक्साइड), ZnO_2 —यशद ऑक्साइड और हाइड्रोजन परौक्साइड के योग से यह बनता है—



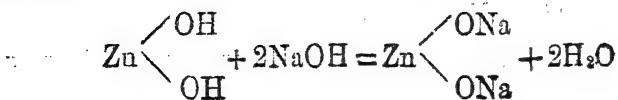
यह पीतक-श्वेत पदार्थ है। अम्लों के योग से हाइड्रोजन परौक्साइड देता है अतः इसका उपयोग कीटाणुनाश के लिये औषधालयों में होता है—



यशद हाइड्रौक्साइड, $Zn(OH)_2$ —यह जस्ते के विलेय लवणों और क्षारीय विलयनों के योग से बनता है।

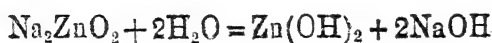


यह अवक्षेप अम्लों में भी घुलता है, और कार्बिक चारों के आधिक्य में भी—



इस प्रकार विच्छेद्य सोडियम ज़िंकेट, Na_2ZnO_2 , बना ।

ये ज़िंकेट पानी के प्रभाव से शीघ्र उद्विच्छेदित होते हैं । इस प्रकार यदि पानी मिला कर इन्हें उवाला जाय तो यशद हाइड्रॉक्साइड का सफ़ेद अवक्षेप आ जायगा—



यशद हाइड्रॉक्साइड और अमोनिया के योग से अमोनियम ज़िंकेट नहीं बनता, बल्कि यशद और अमोनियम का संकीर्ण आयन, $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{++}$ बनता है । यह आयन क्यूप्रामोनियम आयन, $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{++}$, से समान है ।

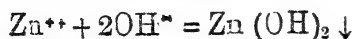
यशद आयन के सामान्य गुण—जस्ते के लवणों के विलयन निम्न प्रकार आयन देते हैं—



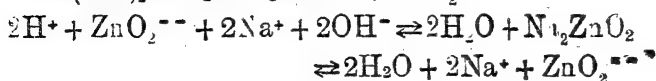
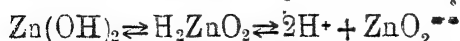
इन विलयनों में द्विसंयोज्य ज़िंक आयन (यशद आयन) होती है । इन लवणों के शिथिल विलयनों में यदि बिजली प्रवाहित की जाय तो विद्युत् विच्छेदन से जस्ता मिलेगा ।



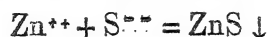
यशद लवणों के विलयन में चारों के विलयन छोड़ने पर यशद हाइड्रॉक्साइड का सफ़ेद अवक्षेप आवेगा—



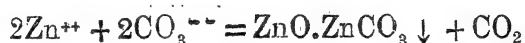
यह अवक्षेप चारों के आधिक्य पर घुल कर ज़िंकेट बनता है—



यशद लवणों के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर यशद सल्फाइड का श्वेत अवक्षेप आता है। यह अवक्षेप अम्लों में विलेय पर क्षारीय विलयनों में (जैसे अमोनिया-विलयन में) अविलेय है—



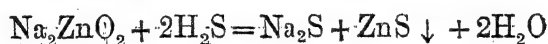
सोडियम कार्बोनेट के विलयन के साथ भास्मिक यशद कार्बोनेट का अवक्षेप आता है—



यशद सिलिकेट, Zn_2SiO_4 —यह विल्लेमाइट (willemite) अयस्क में पाया जाता है। यह पदार्थ इसनिये महत्व का है कि यह रेडियम धर्मा रश्मियों और रोजन रश्मियों के संसर्ग से प्रबल प्रतिदीप्ति (fluorescence) देता है। अतः यह प्रतिदीपक परदों के बनाने में काम आता है।

यशद नाइट्रेट, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —यह जस्ता और नाइट्रिक एसिड के योग से बनाया जा सकता है, अथवा यशद ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड से। यह बहुत विलेय है। इसमें पानी के ६ अणु होते हैं (कैल्शियम और स्ट्रोंशियम नाइट्रेटों में ४)।

यशद सल्फाइड, ZnS —यह प्रकृति में जिंक ब्लेंड के रूप में पाया जाता है। यह हाइड्रोजन सल्फाइड और यशद लवणों के क्षारीय विलयन से (अथवा ज़िंकेटों से) बनाया जा सकता है—

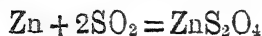


इसका उपयोग सफ़ेद वर्णकों (paints) में किया जाता है।

विस्फुरक जिंक सल्फाइड—शुद्ध यशद सल्फाइड विस्फुरक नहीं है, पर इसमें यदि ताँबे, चाँदी, विसमथ, मैंगनीज़ आदि के लवणों के सूक्ष्म कण मिले हों तो यह प्रबल विस्फुरण प्रगट करता है। २० ग्राम शुद्ध जिंक अमोनियम सल्फेट ४०० c.c. पानी में घोलो। विलयन में ५ ग्राम सोडियम क्लोराइड और ०.२-०.५ ग्राम मैंगनीज़ क्लोराइड भी छोड़ दो। अब हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करो। जिंक सल्फाइड का जो अवक्षेप आवे उसे छान डालो, और बिना धोये सुखा लो। सूखे हुये पदार्थ को हाइड्रोजन सल्फाइड के प्रवाह में गरम करो। इस विधि से प्रबल विस्फुरण देने वाला जिंक सल्फाइड बन जायगा। यह साधारण प्रकाश ही नहीं बल्कि रोजन रश्मियों

और रेडियम की ऐलफा किरणों से भी विस्फुरण देता है। यह ०.००००००१ प्रतिशत रेडियम लवण से मिश्रित होने पर बराबर चमकता रहता है, और रात में चमकने वाली घड़ियों पर लगाया जाता है।

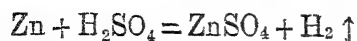
यशद हाइड्रोसलफाइट, ZnS_2O_4 —सलप्रयूरस ऐसिड के विलयन पर जस्ते की प्रतिक्रिया से बनाया जाता है—



यह हाइड्रोसलफाइट प्रबल अमचायक है, और रंगों के उड़ाने में काम आता है।

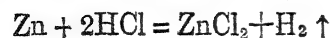
यशद सलफेट, सफेद तूतिया या सफेद कसीस, $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ —

जैसे तूतिया, और हराकसीस होता है, उसी प्रकार इसे भी समझना चाहिये। यह हलके गन्धक के तेजाब और जस्ते से बनाया जाता है।



इसके कई हाइड्रेट होते हैं, जिनमें सत हाइड्रेट अधिक प्रसिद्ध है। यह पानी में अच्छी तरह घिलेय है, 10° पर १०० ग्राम पानी में १३८ ग्राम। यह वमनकारक के रूप में दवाओं में और “ज़िंक लोशन” नाम से त्वचा के रोगों में काम आता है। यशद सलफेट अन्य लवणों के साथ द्विगुण लवण भी बनाता है। जैसे यशद सलफेट और अमोनियम सलफेट साथ-साथ मणिभीकरण करने पर यशद अमोनियम सलफेट, $ZnSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$ (जैसे फेरस अमोनियम सलफेट)।

यशद क्लोराइड (ज़िंक क्लोराइड), $ZnCl_2$ —यह जस्ता और नमक के तेजाब के योग से बनता है—



यह इतना अधिक विलेय है कि आसानी से मणिभ नहीं देता। मणिभ प्राप्त करने हों तो मणिभ को तब तक सुखाओ जब तक तापक्रम $230^\circ - 250^\circ$ न हो जाय। इस तापक्रम तक गरम करके यदि द्रव को वायु-रुद्ध (air tight) पाँपों में भरा जाय तो ठंडा होकर यह ठोस हो जायगा।

इस प्रकार प्राप्त यशद क्लोराइड वस्तुतः ऑक्सिक्लोराइड, $ZnO \cdot ZnCl_2$, है। यदि शुद्ध निर्जल यशद क्लोराइड बनाना हो तो यशद अमोनियम क्लोराइड को हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड गैस के प्रवाह में गरम करना चाहिये।

यशद क्लोराइड श्वेत जलग्राही पदार्थ है। १०० ग्राम पानी में, १०° पर ३३० ग्राम घुलता है, और ऊँचे तापक्रम पर तो चाहे जितना घोल डालो, कोई सीमा ही नहीं। यह विषैला है। ओषधियों में भी इसका उपयोग होता है। गलाया हुआ (fused) यशद क्लोराइड कार्बनिक संश्लेषणों में काम आता है क्योंकि पानी का यह अच्छा शोषक है।

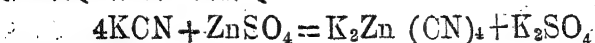
इसके सांद्र विलयन सेल्यूलोज को घोल लेते हैं, अतः ये विलयन छन्ना कागज में नहीं छाने जा सकते।

यशद सायनाइड, $Zn(CN)_2$ —यह यशद सेसिटेट और हाइड्रोसायनिक एसिड के योग से बनाया जाता है।

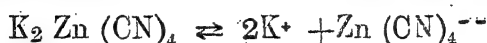


इसका ओषधियों में उपयोग है।

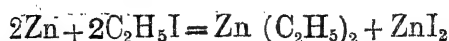
यशद लवणों के विलयन में पोटैसियम सायनाइड का विलयन छोड़ने पर निम्न संकीर्ण यौगिक बनता है—



यह विलेय है, और विलयनों में इसका विच्छेदन इस प्रकार होता है—



यशद एथिल या ज़िंक एथिल, $Zn(C_2H_5)_2$ —यह जस्ता और एथिल आयोडाइड को गरम करके और फिर सावण से बनाया जाता है—



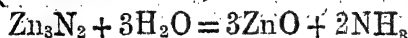
अमोनिया और यशद एथिल के संसर्ग से ज़िंकेमाइड, $Zn(NH_2)_2$, बनता है—



इसे रक्ततप्त करने पर यशद नाइट्राइड, Zn_3N_2 , बनता है—



यह धूसर वर्ण का पदार्थ है, जो पानी के साथ उग्र प्रतिक्रिया देता है—



यशद के संकीर्ण अमोनियम यौगिक—ताँबे के समान यशद के भी संकीर्ण-अमोनियम यौगिक होते हैं, जैसे $Zn(NH_3)_4Cl_2 \cdot H_2O$, $Zn(NH_3)_4SO_4 \cdot H_2O$, अथवा $Zn(NH_3)_5SO_4$ इत्यादि। इन्हें ज़िंकाअमोनियम या यशदाअमोनियम यौगिक कहते हैं।

कैडमियम, Cd

[Cadmium]

सन् १८१७ में स्ट्रोमेयर (Stromeyer) ने यह देखा कि यशद कार्बोनेट (या ऑक्साइड) का एक पत्थर पीले रंग का है, यद्यपि इसमें लोहा बिलकुल नहीं है। ज़िंक (यशद) का एक पुराना नाम कैडमिया था। इस नाम पर ही, स्ट्रोमेयर ने इस पत्थर के नये तत्त्व का नाम कैडमियम रखवा। सन् १८१८ में यशद ऑक्साइड का एक पत्थर इसलिये औपधि-निरीक्षक विभाग ने ज़ब्त करा दिया कि उसके अम्लीय विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर पीला अवक्षेप मिला। लोगों की धारणा यह हुई कि यह अवक्षेप आर्सेनिक के कारण है जिसका सलफाइड पीला होता है। हर्मेन (K. S. L. Hermann) ने यह दिखाया कि यह सलफाइड आर्सेनिक का नहीं, बल्कि एक नये तत्त्व का है जिसका नाम स्ट्रोमेयर ने कैडमियम दिया। स्ट्रोमेयर ने कैडमियम धातु भी तैयार की।

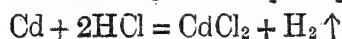
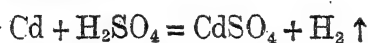
लगभग जस्ते के सभी अवस्थाओं या खनिजों में थोड़ा बहुत कैडमियम होता है। ग्रीनोकाइट (Greenockite) खनिज में कैडमियम सलफाइड, CdS, पाया जाता है। ज़िंक ब्लेंड में २-३ प्रतिशत और केलमाइन में ३ प्रतिशत तक होता है।

जब जस्ते के अवस्थाओं से जस्ते का खवण किया जाता है, तो भाप में पहले कैडमियम आता है क्योंकि जस्ते की अपेक्षा कैडमियम अधिक वाष्पशील है। इसका कथनांक जस्ते के कथनांक से लगभग १४०° कम है। अतः ग्राहकों में जो जस्ते की धूल (यशद-रज) इकट्ठा होती है उसमें कैडमियम की सान्द्रता अधिक होती है। यह रज भूरे रंग की होती है क्योंकि इसमें CdO होता है। खवण के समय भापों का भूरापन देख कर भी पता चल जाता है कि अभी कैडमियम उड़ कर आ रहा है या नहीं।

इस रज (dust) को कोयले के साथ मिलाते हैं, और भभकों में गरम करते हैं। भभकों में लोहे की चादरों के लम्बे चोंगे लगे होते हैं। इनमें जो रज इकट्ठा होती है उसमें २० प्रतिशत तक कैडमियम होता है, जब कि मूल ऑक्साइड अवस्था में १-६ प्रतिशत ही। इस प्रकार प्राप्त रज को फिर लोहे या मिट्टी के छोटे भभकों में खवण करते हैं। इस प्रकार कई बार खवण करने पर शुद्ध कैडमियम प्राप्त हो जाता है।

धातु के गुण—कैडमियम श्वेत धातु है। यह काफी कठोर होती है। मामूली तापक्रम पर यह भंजनशील नहीं है। इसका द्रवणांक 321°C है और कथनांक 767°C ।

कैडमियम हवा में आसानी से जलता है, और ऑक्साइड का भूरा धुआँ उठता है। यह अनेक प्रतिक्रियाओं में जस्ते के समान है, पर उसकी अपेक्षा कुछ कम क्रियाशील। यह अम्लों में घुल कर लवण बनाता है और हाइड्रोजन निकलता है—



यह कास्टिक सोडा में नहीं घुलता (जस्ते से इस प्रकार भिन्न है)।

कैडमियम अनेक प्रकार की मिश्रधातु बनाता है। थोड़े से कैडमियम से मिश्रित ताँबे का बिजली के कामों में बहुत उपयोग होता है। कैडमियम और पारे का संरस वेस्टन (Weston) की प्रामाणिक सेल में काम आता है। यह संरस दाँत की भराई में भी उपयोगी है।

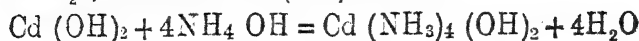
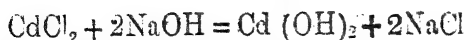
कैडमियम दूसरे तत्वों के साथ गलनशील मिश्रधातु (alloy) देता है। वुड (Wood) की गलनशील धातु में, जिसका द्रवणांक 71°C है, ४ भाग बिस्मथ, २ भाग सीसा, १ भाग वंग और १ भाग कैडमियम है।

कैडमियम 20°C पर भुरभुरा और भंजनशील हो जाता है। ऐसा कहा जाता है कि यह दो रूपों में पाया जाता है और संक्रमण तापक्रम (transition) 68.6°C है।

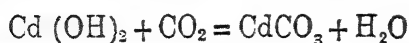
परमाणु भार—इसका परमाणु भार जस्ते के समान ही निकाला गया है और 112.40 माना जाता है।

कैडमियम ऑक्साइड, CdO —यह कैडमियम को हवा में जला कर, अथवा कैडमियम कार्बोनेट या नाइट्रेट या हाइड्रॉक्साइड को गरम करके बनाया जाता है। यह भूरे रंग का है। यह अम्लों में घुलता है, पर कास्टिक सोडा में नहीं घुलता। यह अमोनिया में घुल कर कैडमियम अमोनियम संकीर्ण यौगिक बनाता है।

कैडमियम लवण के विलयन में कास्टिक सोडा छोड़ने पर कैडमियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आता है, जो अमोनिया के आधिक्य में विलीय है—



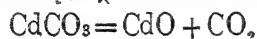
कैडमियम कार्बोनेट, CdCO_3 —कैडमियम हाइड्रोक्साइड हवा से कार्बन डाइऑक्साइड लेकर कार्बोनेट बन जाता है।



कैडमियम लवणों के विलयन में अमोनियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ने पर भी कैडमियम कार्बोनेट का अवक्षेप आता है। यदि इसी अवक्षेप पर इतना अमोनिया विलयन छोड़ा जाय कि अवक्षेप घुल भर जाय, और फिर जल-ऊष्मक पर विलयन को सुखाया जाय तो कार्बोनेट के छोटे-छोटे मणिम मिलेंगे।

कैडमियम लवण और सोडियम कार्बोनेट के योग से जो अवक्षेप आता है उसकी गठन अनिश्चित है, यह संभवतः भास्मिक कार्बोनेट, $n\text{CdO} \cdot \text{CdCO}_3$, होता है।

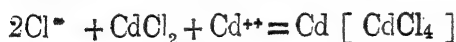
कार्बोनेट या हाइड्रोक्साइड को गरम करने पर भूरा ऑक्साइड मिलता है—



कैडमियम आयन के सामान्य गुण—कैडमियम के विलेय लवण पानी में इस प्रकार कुछ आयन देते हैं—

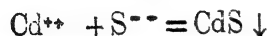


पर फिर भी कैडमियम लवणों की विद्युत् चालकता बहुत कम है (जैसी मरक्यूरिक क्लोराइड की)। ऐसा मालूम होता है कि क्लोराइड आयन (Cl^-) और कैडमियम आयन (Cd^{++}) फिर अविच्छेदित कैडमियम क्लोराइड अणु से संयुक्त हो जाती हैं—



इस प्रकार जो संकीर्ण अणु बना उस पर विद्युत् आवेश नहीं होता।

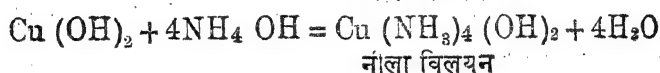
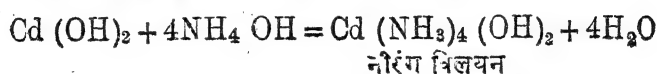
कैडमियम लवण अम्लों की हलकी सान्द्रता में हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ कैडमियम सल्फाइड का पीला अवक्षेप देते हैं।



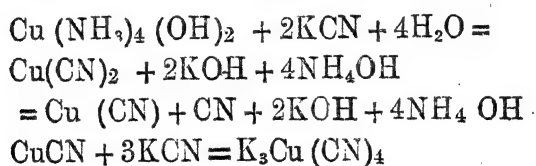
यह अवक्षेप सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाता है। कैडमियम सल्फाइड का विलेयता गुणनफल $[\text{Cd}^{++}][\text{S}^{--}] = 4 \times 10^{-29}$ हैं। इस समूह के क्यूप्रैक सल्फाइड का 2×10^{-36} , यशद सल्फाइड का 1×10^{-29} है। जब अम्लों की सान्द्रता 1.5 नार्मल के लगभग होती है

तो उसकी उपस्थिति में $H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$ हाइड्रोजन सल्फाइड से सल्फाइड आयन इतनी कम मिल पाती है, कि यशद सल्फाइड के समान ही कैडमियम सल्फाइड का भी अवक्षेप नहीं आ पाता।

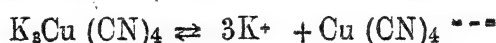
ताँबे और कैडमियम का पृथक्करण—दूसरे समूह में ताँबे और कैडमियम दोनों के सल्फाइड साथ साथ अवक्षिप्त होते हैं, और विसमय हाइड्रोक्साइड के अवक्षेप के लिये जिस समय अमोनिया छोड़ते हैं, तो दोनों के हाइड्रोक्साइड संकीर्ण यौगिक बना कर विलयन में चले जाते हैं। ताँबे के यौगिक तो चटक नीले रंग के संकीर्ण यौगिक देते हैं, अतः उनकी पहचान में तो कोई कठिनाई नहीं है। अब प्रश्न कैडमियम की पहचान का है।



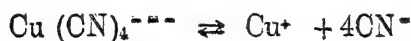
अब यदि दोनों के मिश्रण में पोटैसियम सायनाइड का विलयन छोड़ा जाय, तो क्यूप्रामौनियम हाइड्रोक्साइड का नीला विलयन नीरंग हो जायगा—



इस विलयन में कॉपर आयन ऋण आयन का अंश बन गया है—



इस संकीर्ण आयन का दूसरा विश्लेषणांक—

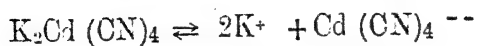


इतना कम है, कि विलयन में यदि हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करें तो कॉपर सल्फाइड का काला अवक्षेप नहीं आवेगा।

कैडमियम के साथ पोटैसियम सायनाइड निम्न द्विगुण यौगिक देता है—

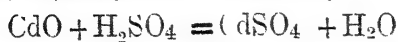


इसका दूसरा विश्लेषणांक काफी ऊँचा है। अर्थात् इसके विलयन में इतनी काफ़ी कैडमियम आयन हैं, कि यह हाइड्रोजन सल्फाइड से पीला अवक्षेप देता है—



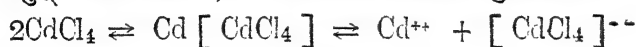
इस प्रकार कॉपर और कैडमियम के अमोनियम विलयन में पोटैशियम सायनाइड तब तक डालो जब तक विलयन का नीला रंग दूर न हो जाय। अब यदि हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर पीला अवक्षेप आ जाय तो समझना चाहिये कि कैडमियम भी विद्यमान है।

कैडमियम सल्फेट, $3\text{CdSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ —यह सल्फ्यूरिक एसिड और कैडमियम ऑक्साइड के योग से बनता है।

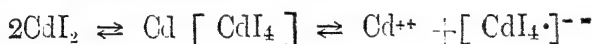


इसका वेस्टन ग्रामाणिक सेल में उपयोग होता है। इसमें एक एलेक्ट्रोड कैडमियम संरस का और दूसरा पारे का होता है। विलयन कैडमियम सल्फेट और मरक्यूरस सल्फेट का मिश्रण है। $25-27^\circ$ पर इसका वोल्टन 1.018 वोल्ट है। इस पर तापक्रम का प्रभाव लगभग नहीं के बराबर है।

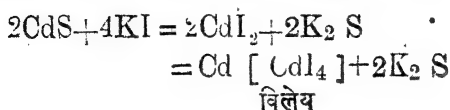
कैडमियम क्लोराइड, $\text{CdCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ —यह कैडमियम ऑक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से बनता है। जैसा कहा जा चुका है, इसकी विद्युत् चालकता कम है, क्योंकि कैडमियम आयन बहुत कम हैं।



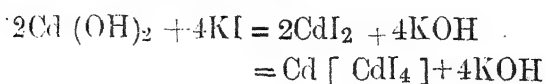
कैडमियम आयोडाइड, CdI_2 —यह कैडमियम और आयोडीन के योग से अथवा कैडमियम ऑक्साइड और हाइड्रोआयोडिक एसिड के योग से बनाया जा सकता है। यह पानी में अच्छी तरह विलेय है, पर आयन बहुत कम देता है। यह ऋण आयन का निम्न प्रकार अंश बन जाता है—



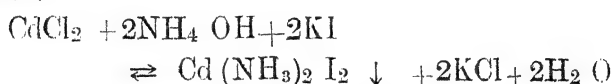
इसीलिये यदि कैडमियम सल्फाइड के विलयन में पोटैशियम आयोडाइड का विलयन छोड़े तो सब अवक्षेप घुल जायगा (कैडमियम का संकीर्ण आयोडाइड बनने के कारण कैडमियम आयन इतनी कम हो जायगी कि कैडमियम सल्फाइड का विलेयता गुणनफल संतुष्ट न हो पावेगा)।



इसी प्रकार कैडमियम हाइड्रोजेनसाइड का अवक्षेप भी पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में घुल जाता है—



यदि कैडमियम लवण के अमोनियक विलयन में पोटैसियम आयोडाइड का सान्द्र विलयन छोड़े तो कैडमियम अमोनियम आयोडाइड का सफेद अवक्षेप आवेगा—



वयुप्रामोनियम हाइड्रोजेनसाइड का विलयन पोटैसियम आयोडाइड के साथ ऐसा अवक्षेप नहीं देता ।

कैडमियम नाइट्रेट, $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ —यह जलग्राही पदार्थ है और कैडमियम ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के योग से बनता है। कैडमियम नाइट्रेट के समान इसके मणिभों में भी पानी के ४ अणु हैं ।

पारद, पारा, मरकरी, Hg

[Mercury]

“रस” जिससे “रसायन” शब्द बना है, बहुत दिनों तक पारे का पर्याय रहा है । हमारे देश में पारे के अनेक यौगिक बनते रहे हैं । नागार्जुन ने अपने ग्रन्थों में इनका विस्तार से वर्णन दिया है । रोमन लोग दो प्रकार के पारों में अन्तर करते थे; एक तो वह जो प्रकृति में मुक्त अवस्था में पाया जाता है; उसे वे आर्जेण्टम विवम (Argentum vivum) कहते थे, और दूसरे का नाम, जिसे वे कृत्रिम विधियों से बनाते थे, हाइड्रोजीरम (Hydragryum) था । इस शब्द के आधार पर ही पारे का अन्तर-राष्ट्रीय संकेत Hg पड़ा है । पारा बहुत दिनों तक शुद्ध धातु भी नहीं माना जाता रहा । इसे किक सिलवर अर्थात् “चपल चाँदी” भी कहते हैं ।

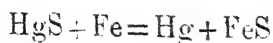
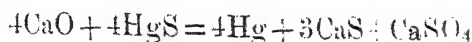
पारा कभी-कभी तो शिलाओं के स्तरों के बीच में छोटी-छोटी बूँदों के रूप में मुक्तावस्था में भी पाया जाता है, पर अधिकतर यह मरक्यूरिक सल्फाइड, HgS , के रूप में मिलता है । सिनेबार (cinnabar), HgS , (लाल हिंगुल) इसका मुख्य अयस्क है । यह स्पेन, टस्कनी और केलिफोर्निया में विशेषता से पाया जाता है । हमारे देश में भी थोड़ा सा मिलता है ।

सिनेबार से पारा पाना आसान है। इसे इतनी हवा में गरम करते हैं कि इसका गन्धक उपचित होकर सलफर दिऑक्साइड हो जाय—



इस जारण-प्रतिक्रिया के लिये तरह-तरह के भट्टे काम आते हैं, जैसे शैफ्ट भट्टा, वात भट्टा, चोपक या मफल भट्टे। पारे की वाष्पों को हवा से या पानी से ठंडे किये कमरों में द्रवीभूत कर लिया जाता है।

कभी-कभी सिनेबार को चूने या लोहे के साथ भी गरम करना उपयोगी समझते हैं—



इड्रियन भट्टा (Idrian)—बीच के कमरे में एक मेहराब बनी होती है, जिस पर सिनेबार रक्खा जाता है। इस बीच के कमरे को भट्टे की आग से तपाते हैं। सब से निचली मेहराब पर अयस्क के बड़े-बड़े टुकड़े रखे जाते हैं, और ऊपर की मेहराब पर अयस्क का चूरा। बीच वाले कमरे के दोनों ओर लगभग छः छः कमरे वाष्पों को द्रवीभूत करने के लिये बने होते हैं। कमरों में दो द्वार होते हैं, एक तो ऊपर की ओर जिनसे भापें अन्दर आवें, और दूसरा नीचे की ओर जिससे भापें आगे वाले कमरे में धुसँ, और इसी क्रम से भापें सभी कमरों में होकर जाती हैं। लगभग सभी पारा तीन चार कमरों में ही ढंढा होकर द्रवीभूत हो जाता है। फिर भी जो कुछ पारा भापों में बच जाता है, उसे अन्तिम कमरे में विशेष रूप से रोका जाता है। इस कमरे में या तो पानी के फुदारे होते हैं या कैनवस के परदे जिन पर लकड़ी का बुरादा फैला होता है।

शैफ्ट भट्टा (shaft)—यह भट्टे बराबर बेरुके काम करते रहते हैं। अयस्क एक बेलनाकार कमरे में रक्खा जाता है जिसका आधार षट्भुजीय होता है। एक एक भुजा को छोड़ कर तीन भुजाओं के पास आग की भट्टियाँ होती हैं। इन भट्टियों के नीचे बेलन में द्वार होता है, जिनसे निस्तत अयस्क बाहर निकाल लिया जाता है। बेलन के सिरे पर प्याले-और-शंकुनुमा एक विधान (cup and cone arrangement) होता है। लोहे के नलों द्वारा गैस ठंडे कमरों में पहुँचायी जाती है।

शैफ्ट में भट्टी के तल तक अयस्क भरते हैं, और फिर सिर के ३ फुट नीचे तक अयस्क और २ प्रतिशत लकड़ी के कोयले का मिश्रण भरते हैं। भट्टियों में लकड़ियाँ सुलगायी जाती हैं और कमरा रक्ततप्त कर दिया जाता है। अयस्क की राख समय-समय पर निकालते रहते हैं, और अयस्क भट्टे में बोकुते रहते हैं।

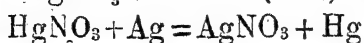
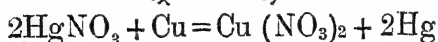
पारे का शोधन—प्रयोगशाला के कामों में पारे का शोधन बहुधा महत्व रखता है। पारे में बहुधा अपद्रव्य सीसा, बिसमथ ताँवे, या जस्ते के समान धातुओं के होते हैं। अशुद्ध पारे की सतह पर मैल जमा होता है, और इसकी वूँदें भी काँच के ज्वाँट पर गोल नहीं, बल्कि नासपाती के आकार की हो जाती हैं, क्योंकि अशुद्ध पारा काँच की सतह से चिपकने लगता है।



शोधन की सब से आसान विधि तो यह है कि पारे को गोल प्ललास्क में 350° तक गरम करो और इसमें होकर धूल से मुक्त हवा प्रवाहित करो। ऐसा करने से पारे की अशुद्धियों का उपचयन हो जायगा और उनके ऑक्साइड मैल रूप में पारे की सतह पर उठ आयेंगे। इस मैल को काँछ कर अलग कर दो। जो द्रव पारा रहे उसे मंटे कपड़े में छान लो। यह विधि तब तक दोहराओ जब तक मैल का आना दूर न हो।

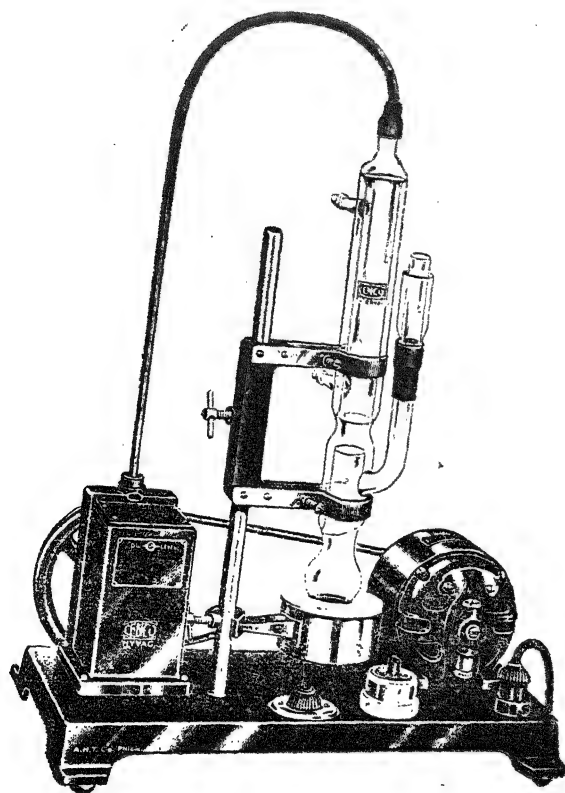
चित्र ७१—पारे स्प्रेंगल (Sprengel) के शून्यकम्प द्वारा उड़ा कर भी का शोधन शुद्ध पारा प्राप्त किया जा सकता है।

साधारण शोधन की विधि यह है। पारे को हलके नाइट्रिक एसिड (११ घनत्व) के साथ जिसमें थोड़ा सा मरक्यूरस नाइट्रेट भी मिला हो हिलाओ। मरक्यूरस नाइट्रेट में यह गुण है कि यह सभी धातुओं से प्रतिक्रिया करके उनके नाइट्रेट देता है, और स्वयं पारा बन जाता है।



मरक्यूरस नाइट्रेट चाँदी तक से प्रतिक्रिया करता है, यदि काफी मात्रा में हो। इस प्रकार ये धातुयें नाइट्रेट बन कर नाइट्रिक एसिड के विलयन में घुल जाती हैं, और शुद्ध पारा रह जाता है। पारे को पतली टोटीदार

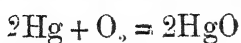
नली में होकर गिराते हैं, जिसमें नाइट्रिक एसिड और मरक्यूरस नाइट्रेट का विलयन भरा हो (चित्र ७१ देखो)।



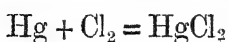
चित्र ७२—पारदवाष्प शून्यक पम्प

पारे के गुण—पारा ही ऐसी धातु है जो साधारण तापक्रम पर स्थायी रूप से द्रव है। इसमें चाँदी की सी चमक होती है। यह -38.5° पर जमता है और ७६० mm. दाब पर 357° पर उबलता है। इसकी वाष्प एक-परमाणुक होती है। यह साधारण तापक्रम पर भी थोड़ा सा वाष्पशील है। इसकी भापें विषैली होती हैं। धातुओं की अपेक्षा से यह विजली और गरमी का अच्छा चालक नहीं है (चाँदी की अपेक्षा इसकी विद्युच्चालकता $1/60$ है)।

हवा या ऑक्सीजन में 350° तक गरम किये जाने पर पारा धीरे-धीरे उपचित होता है, और लाल ऑक्साइड बनता है—

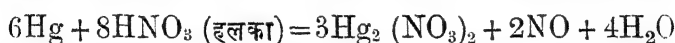


यह क्लोरीन के साथ भी उग्रता से प्रतिक्रिया करता है—

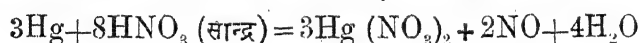


इसे गन्धक के साथ खरल में घोंटा जाय तो मरक्यूरिक सल्फाइड, HgS , बनता है। आयोडीन के साथ घोंटने पर मरक्यूरिक आयोडाइड, HgI_2 , बनता है।

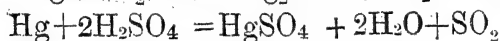
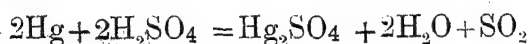
अधिकांश हलके अम्लों का पारे पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता, पर हलके और सान्द्र नाइट्रिक एसिड की इस पर कई प्रकार से प्रतिक्रियायें होती हैं—



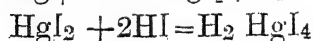
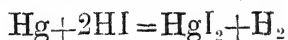
हलका नाइट्रिक एसिड पारे के आधिक्य में मरक्यूरस नाइट्रेट देता है, पर यदि नाइट्रिक एसिड सान्द्र हो तो मरक्यूरिक नाइट्रेट बनेगा—



सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ पारा गरम किये जाने पर सल्फर दिऑक्साइड गैस निकलती है। यदि एसिड कम हो और पारा अधिक हो तो मरक्यूरस सल्फेट बनता है, पर यदि एसिड अधिक हो तो मरक्यूरिक सल्फेट बनेगा—



हाइड्रोआयोडिक एसिड के साथ यह HgI_2 आयन देता है—



पारे पर पानी या क्षारों की प्रतिक्रिया नहीं होती।

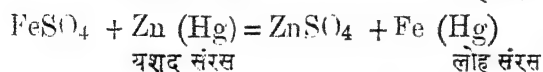
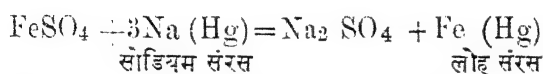
संरस (Amalgam)—पारे में लगभग सभी धातुयें घुल जाती हैं, और घुलने पर जो पदार्थ बनते हैं उन्हें संरस या एमलगम कहते हैं (सं-साथ, रस-पारा)। इन्हें धातु और पारे का यौगिक समझना चाहिये। यदि पारा अधिक हो तो मृदु चटक मक्खन ऐसा पदार्थ मिलेगा; पर पारे की कमी पर दृढ़ और कठोर संरस भी मिलते हैं।

सोडियम संरस, NaHg, सोडियम और पारे की उग्र प्रतिक्रिया से बनता है, और आग निकलती है। यह ठोस पदार्थ है, पानी से हाइड्रोजन देता है। अपचायक प्रतिक्रियाओं के लिये इसका उपयोग है।

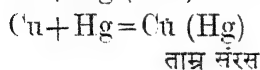
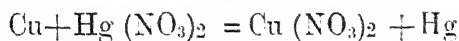
सोडियम संरस और अमोनियम क्लोराइड के योग से अमोनियम संरस बनता है। बंग (टिन) संरस का उपयोग दर्पण बनाने में होता था।

संरस बनाने की साधारण विधि यह है—(१) धातु को गलाओ और फिर इसमें पारा मिला दो, अथवा खरल में धातु के चूरे को पारे के साथ घोंटो।

(२) लोहे का संरस आसानी से नहीं बनता। इसे बनाने की विधि इस प्रकार है। लोहे के लवण के विलयन में सोडियम संरस या यशद-संरस डालो। सोडियम या यशद तो विलयन में चला जायगा और लोहा पारे से संयुक्त हो जायगा। ताजे बने लोहे के ये सूक्ष्म कण पारे में अच्छी तरह घुल जाते हैं।



(३) मरक्यूरिक क्लोराइड या नाइट्रेट के विलयन में धातु का बुगदा छोड़ो। ऐसा होने पर पारा बनेगा जो धातु से संयुक्त होकर संरस देगा।

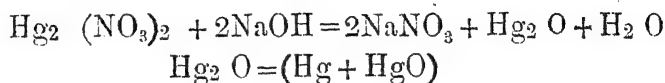


परमाणुभार—पारे के वाष्पघनत्व अथवा ड्यूलोन-पेटी के नियम के आधार पर पारे का परमाणुभार २०० के निकट ठहरता है। ठीक ठीक रासायनिक तुलनांक विद्युत् रसायन विधि से या मरक्यूरिक क्लोराइड को रजत क्लोराइड में परिणत करके निकाला गया। इस आधार पर परमाणुभार २००.६ निकला। पारे के छः समस्थानिक ज्ञात हैं—२०२, २००, १९६, १९८, २०१, २०४ और १९६। पारे को क्षीण दाब में वाष्पीभूत करके ब्रान्स्टेड (Bronsted) और हेवेसी (Hevesey) ने इन्हें पृथक् किया। भारी परमाणु पीछे रह गये और हलके आगे आये।

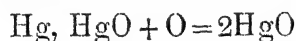
ऑक्साइड—पारे के लवण दो श्रेणियों के होते हैं—(१) मरक्यूरस जिनमें पारे की संयोज्यता १ है और मरक्यूरिक, जिनमें पारे की संयोज्यता

२ है। पर मरकयूरस ऑक्साइड ज्ञात नहीं है। पारे का मुख्य ऑक्साइड मरकयूरिक ऑक्साइड, HgO , है।

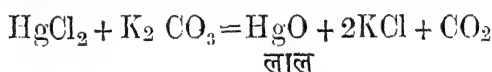
मरकयूरस लवण पर क्षार के प्रभाव से जो काला सा मरकयूरस ऑक्साइड बनता है, वह रोजन रश्मि चित्र के आधार पर पारे और मरकयूरिक ऑक्साइड का मिश्रण सिद्ध हुआ है—



यह काला चूर्ण हलके से गरम करने पर ही पारे और मरकयूरिक ऑक्साइड अलग अलग हो जाता है। 200° से ऊपर यह और ऑक्सीजन लेकर पूरी तरह मरकयूरिक ऑक्साइड बन जाता है—



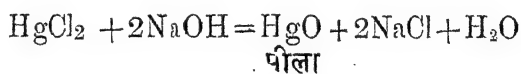
मरकयूरिक ऑक्साइड, HgO —पारे को 350° पर हवा में गरम करने पर यह बनता है, पर बहुधा यह मरकयूरिक क्लोराइड और पोटैशियम कार्बोनेट के उबलते विलयनों को मिला कर बनाया जाता है—



इस प्रकार जो ऑक्साइड बनता है वह लाल होता है।

मरकयूरिक नाइट्रेट को अकेले या पारे के साथ गरम करने पर भी लाल ऑक्साइड बनता है।

यदि ठंडे तापक्रम पर कार्बिक सोडा और मरकयूरिक क्लोराइड के विलयनों का योग किया जाय, तो पीली जाति का मरकयूरिक ऑक्साइड मिलेगा—

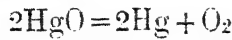


पीले और लाल ऑक्साइडों में कोई रासायनिक भिन्नता नहीं है। अन्तर केवल कणों के आकार का है। पीला ऑक्साइड कम स्थायी और अधिक क्रियाशील है।

छान कर शुष्क करने पर दोनों ही लाल ऑक्साइड देते हैं। यदि इन्हें और गरम किया जाय तो रंग और गहरा हो जाता है (कुछ श्यामल हो

जाता है) पर टंढा होने पर मूल रंग फिर आ जाता है। यह ऑक्साइड पानी में नहीं घुलता।

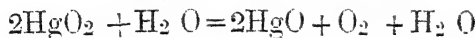
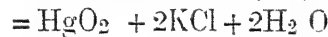
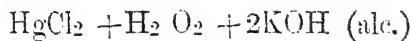
रक्त तप्त किये जाने से पूर्व ही मरक्यूरिक ऑक्साइड विभाजित होकर ऑक्सीजन देने लगता है—



सब से पहले शुद्ध ऑक्सीजन इसी विधि से तैयार किया गया था।

मरक्यूरिक ऑक्साइड सभी मरक्यूरिक लवणों की भाँति विपैला होता है। यह अच्छा उपचायक है और इसलिये इसका उपयोग भी किया जाता है। मरक्यूरिक ऑक्साइड और गन्धक का मिश्रण तीव्र विस्फोटक है।

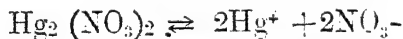
मरक्यूरिक परौक्साइड, HgO_2 —यदि ऐलकोहल में मरक्यूरिक क्लोराइड घोल कर उसमें कार्बिक पोट्याश का अधिक विलयन और हाइड्रोजन परौक्साइड छोड़ा जाय तो ईंट के रंग का लाल चूर्ण प्राप्त होता है। यह परौक्साइड है, और काफी स्थायी है। पर पानी के संसर्ग से विभाजित हो जाता है।



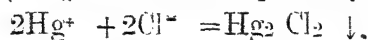
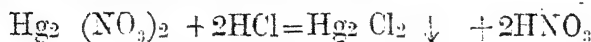
मरक्यूरिक ऑक्साइड और हाइड्रोजन परौक्साइड के योग से भी पारे का परौक्साइड बनता है।

मरक्यूरस लवण

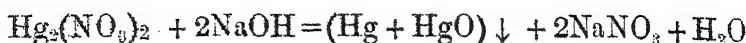
मरक्यूरस आयन के सामान्य गुण—मरक्यूरस लवण पानी में घुल कर मरक्यूरस आयन देते हैं, जिसमें पारे की संयोज्यता एक है—



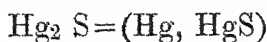
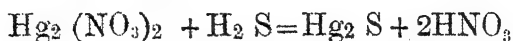
सभी मरक्यूरस लवणों के विलयन हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ सफेद अवक्षेप अविलेय मरक्यूरस क्लोराइड का देते हैं—



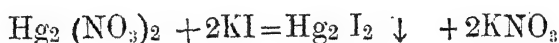
सभी मरक्यूरस लवण क्षारों के साथ काला या भूरा-काला अवक्षेप देते हैं—



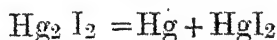
हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ मरक्यूरिक सल्फाइड और पारे के मिश्रण का काला अवक्षेप आता है—



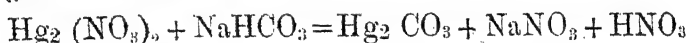
पोटैसियम आयोडाइड के साथ मरक्यूरस आयोडाइड का अवक्षेप देते हैं—



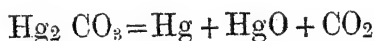
पर यह मरक्यूरस आयोडाइड तत्काल विभाजित होकर पारा और मरक्यूरिक आयोडाइड देता है—



मरक्यूरस कार्बोनेट, Hg_2CO_3 —मरक्यूरस नाइट्रेट के विलयन में पोटैसियम बाइकार्बोनेट का विलयन आधिक्य में छोड़ने पर पीला अवक्षेप मरक्यूरस कार्बोनेट का आता है।



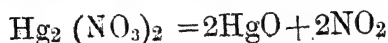
यह $100-120^\circ$ पर विभाजित होकर मरक्यूरिक ऑक्साइड और पारा देता है।



प्रकाश में भी यह इसी प्रकार विभाजित होता है।

मरक्यूरस नाइट्रेट, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ —यही मरक्यूरस लवण ऐसा है जो विलेय है। यह १.२ घनत्व के हल्के नाइट्रिक एसिड और पारे के आधिक्य से ठंडे तापक्रम पर बनता है। प्रतिक्रिया का समीकरण पहले दिया जा चुका है। पानी के योग से इसके मणिभ भास्मिक नाइट्रेट का सफेद अवक्षेप देते हैं। यह अवक्षेप अधिक नाइट्रिक एसिड छोड़ देने पर घुल जाता है।

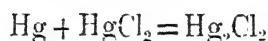
यह श्वेत मणिभीय पदार्थ है। गरम करने पर यह मरक्यूरिक ऑक्साइड और नाइट्रोजन परीक्साइड देता है—



मरक्यूरस फ्लोराइड, $Hg_2 F_2$ —यह पानी में विलेय पदार्थ है, और अधिक पारे और फ्लोरीन के योग से बनता है।

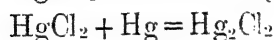
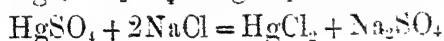
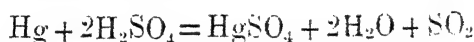
मरक्यूरस क्लोराइड, केलोमल (calomel), $Hg_2 Cl_2$ —यह बहुत दिनों का परिचित यौगिक है। चीन, जापान और भारतवर्ष, सभी पुराने देशों में बनाया जाता रहा है। यह रेचक के रूप में दिया जाता रहा है।

(१) मरक्यूरिक क्लोराइड में इतना पारा घोट कर जितना कि मारा जा सके यह बनाया जा सकता है—

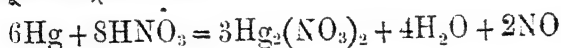


इसका ऊर्ध्वपातन कर लिया जाता है। इस प्रकार जितना ऊर्ध्वपात से पदार्थ मिला उसे पीस कर पानी के साथ उबालते हैं। ऐसा करने से मरक्यूरिक क्लोराइड पानी में घुल जाता है। इसे छान कर अलग कर देते हैं। मरक्यूरिक क्लोराइड प्रबल विष है, अतः ऐसा करना नितान्त आवश्यक है। जब सब मरक्यूरिक लवण दूर हो जाय तो फिर सुखा लेते हैं।

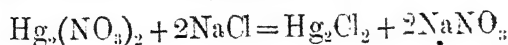
(२) पारे को मरक्यूरिक सल्फेट में (सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ उबाल कर) परिणत करते हैं, और फिर इसे पारे और नमक के साथ घोट कर मरक्यूरस क्लोराइड बनाते हैं—



(३) प्रयोगशाला में बनाने की आसान विधि इस प्रकार है। ६ भाग पारे को ८ भाग नाइट्रिक एसिड (१.२ घनत्व) में गरम करके धो लो। इस प्रकार मरक्यूरस नाइट्रेट बनेगा—



इसमें फिर उबलता हुआ नमक का विलयन और थोड़ा-सा हाइड्रोक्लोरिक एसिड मिलाओ। मरक्यूरस क्लोराइड का सफेद अवक्षेप आवेगा—

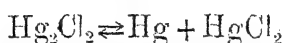


इस अवक्षेप को कई बार गरम पानी से धो कर सुखा लो।

मरक्यूरस क्लोराइड (जिसे केलोमल भी कहते हैं) सफेद निःस्वाद, निर्गन्ध चूर्ण है। यह पानी में नहीं घुलता। रेचक रूप में औषधि में काम

आता है। इस काम के लिये इसमें मरकयूरिक क्लोराइड (जो विष है) बिलकुल न होना चाहिये। इसकी जाँच इस प्रकार की जा सकती है। केलोमल में थोड़ा-सा पानी मिलाओ और फिर चाकू का साफ फल इसमें रक्खो अगर थोड़ा भी मरकयूरिक क्लोराइड होगा तो यह फल काला पड़ जायगा। इस प्रकार ०.००००२ ग्राम तक की पहिचान की जा सकती है।

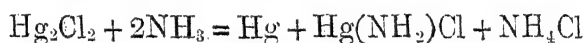
गरम करने पर केलोमल उड़ने लगता है, और वाष्प में निम्न पदार्थों का साम्य पाया जाता है—



इस अवस्था में इसके वाष्पघनत्व से जो सूत्र निकलता है वह HgCl है, पर यदि केलोमल को पूर्णतः शुष्क करके उड़ाया जाय और भाप का घनत्व निकाला जाय, तो सूत्र Hg_2Cl_2 निकलता है।

मरकयूरिक क्लोराइड को गला कर उसमें यदि केलोमल छोड़ें और देखें कि द्रवणांक कितना नीचे गया, तो इस आधार पर भी केलोमल का सूत्र Hg_2Cl_2 ठहरता है।

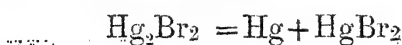
केलोमल अमोनिया के साथ काला यौगिक देता है। यह मरकयूरिक एमिनो क्लोराइड और पारे का मिश्रण है।



काला।

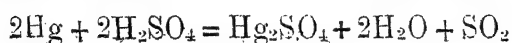
केलोमल नाम शायद इसी यौगिक के आधार पर पड़ा है (यूनानी भाषा में केलोस = अच्छा, मेलास = काला)।

मरकयूरस ब्रोमाइड, Hg_2Br_2 — यह केलोमल के समान है। गरम करने पर विभाजित होता है—

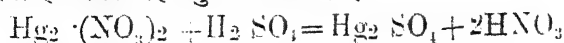


मरकयूरस आयोडाइड, Hg_2I_2 — यह पारे और आयोडीन के योग से बनता है और हरा चूर्ण है। गरम करने पर पीला पड़ जाता है।

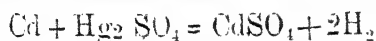
मरकयूरस सल्फेट, Hg_2SO_4 — यह पारे और सल्फयूरिक एसिड के योग से कम से कम तापक्रम पर प्रतिक्रिया करने पर मिलता है—



मरक्यूरस नाइट्रेट के विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड डालने पर भी इसका अवक्षेप आता है क्योंकि यह बहुत कम विलेय है।



यह सफेद अविलेय पदार्थ है। इसका उपयोग बेस्टन की आदर्श सैल में होता है जैसा कि कैडमियम सल्फेट के स्थान पर कहा गया है।

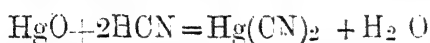


मरक्यूरस सल्फेट सल्फ्यूरिक एसिड के अभाव में पानी द्वारा उद-विच्छेदित हो जाता है और भास्मिक सल्फेट, $\text{Hg}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Hg}_2\text{O} \cdot \text{H}_2\text{O}$ बनता है।

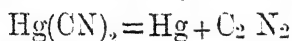
मरक्यूरिक लवण

मरक्यूरिक कार्बोनेट—यह केवल भास्मिक लवण के रूप में मिलता है। मरक्यूरिक नाइट्रेट, और पोटैसियम कार्बोनेट विलयनों के योग से $\text{HgCO}_3 \cdot 2\text{HgO}$ का भूरा अवक्षेप मिलता है। पोटैसियम वाइकार्बोनेट से भूरा अवक्षेप, $\text{HgCO}_3 \cdot 3\text{HgO}$ का मिलता है।

मरक्यूरिक सायनाइड, $\text{Hg}(\text{CN})_2$ —यह मरक्यूरिक ऑक्साइड को हाइड्रोसायनिक एसिड के जलीय विलयन से प्रतिकृत करने पर बनता है।



इसकी विशेषता यह है कि पानी में यह लगभग विलकुल ही आयनित नहीं होता। गरम करने पर यह सायनोजन देता है—



अतः इसका उपयोग सायनोजन के बनाने में होता है।

मरक्यूरिक फ्लुमिनेट, या विस्फोटक पारद, $2\text{Hg}(\text{ONC})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ —यदि नाइट्रिक एसिड के आधिक्य में पारा घोला जाय और फिर इसमें ऐल्कोहल डाला जाय तो इसका सफेद अवक्षेप आता है। यह आघात पाने पर विस्फोट देता है, और गरम करने पर फटता है। इसके विस्फोट से पिकरिक एसिड के समान द्रव्यों का विस्फोट उत्पन्न किया जाता है। आजकल इसके स्थान में लेड एज़ाइड, $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$, का उपयोग होने लगा है।

मरक्यूरिक थायोसायनेट, $\text{Hg}(\text{CNS})_2$ —यदि सोडियम थायोसायनेट के विलयन में मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन आधिक्य में छोड़ा

जाय, तो इसका सफेद अवक्षेप आता है। इसे सुखा कर यदि जलायें तो हलकी-सी बहुत-सी राख आवेगी।

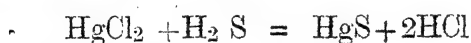
इस गुण के कारण इसका उपयोग जादू का साँप (Pharaoh's serpent) बनाने में होता है। मरक्यूरिक थायोसायनेट और गोंद की छोटी-छोटी टिकियाँ बना कर बेचते हैं। दियासलाई से जलाने पर राख कुंडली के रूप में ऊपर उठती है, और साँप बन जाता है।

मरक्यूरिक नाइट्रेट, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —यह पारे या मरक्यूरस नाइट्रेट को सान्द्र नाइट्रिक एसिड में तब तक गरम करने से मिलता है, जब तक विलयन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड मिलाने पर कैलोमल का अवक्षेप आना बन्द न हो जाय। इसे डेसिकेटर में सलफ्यूरिक एसिड पर सुखा कर रवे प्राप्त करते हैं। यदि विलयन को सुखाया जायगा तो भास्मिक नाइट्रेट, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{HgO} \cdot \text{H}_2\text{O}$ के मणिम प्राप्त होंगे।

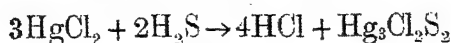
मरक्यूरिक नाइट्रेट के विलयन में सान्द्र नाइट्रिक एसिड छोड़ा जाय तो मरक्यूरिक नाइट्रेट का अवक्षेप आता है, क्योंकि एसिड में इसकी विलेयता कम है (वेरियम क्लोराइड के समान)।

मरक्यूरिक सलफाइड, HgS (लाल हिंगुल)—यह प्रकृति में सिनेबार के रूप में मिलता है। इसकी दो जातियाँ हैं। एक तो काली अमणिभीय और दूसरी मणिभीय लाल।

(१) काला सलफाइड—पारे और गन्धक को साथ-साथ खरल में घोंटने से अथवा मरक्यूरिक लवण के विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर यह बनता है—

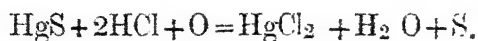


अवक्षेप का रंग आरंभ में सफेद सा, फिर पीला-भूरा, और अंत में काला हो जाता है। बीच के अवक्षेप मरक्यूरिक क्लोराइड और मरक्यूरिक सलफाइड के मिश्रण, $\text{Hg}(\text{HgS})_2 \text{Cl}_2$, हैं।

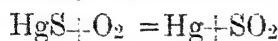


(२) लाल सलफाइड—यदि काले सलफाइड का उर्ध्वपातन किया जाय और वाष्पों को फिर ठंडा किया जाय तो लाल जाति का सलफाइड मिलेगा।

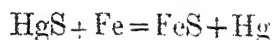
मरक्यूरिक सल्फाइड, काला और लाल दोनों, पानी में और अम्लों में अविलेय है। इसके अवक्षेप को अम्लराज में ही घोला जा सकता है (अथवा पोटैशियम क्लोरेट और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के मिश्रण में)। धुल कर मरक्यूरिक क्लोराइड बनेगा—



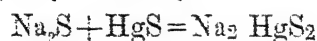
मरक्यूरिक सल्फाइड तेज आँच पर विभाजित होकर पारा और गंधक देता है, पर यदि हवा में तपाया जाय तो गंधक द्विऑक्साइड देगा—



यदि इसे सोडा, धूल, लोहे के चूर्ण आदि किसी के साथ गरम किया जाय तो पारा मिलेगा—



यह सोडियम सल्फाइड में धुल कर Na_2HgS_2 के समान थायोलवण देता है जो विलेय है—

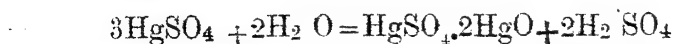


मरक्यूरिक सल्फाइड का उपयोग वर्णक (pigment) के रूप में बहुत होता है, क्योंकि इसका रंग स्थायी है। इससे बनी स्याही से लिखी हस्त लिखित प्रतियाँ अब तब अपनी चमक दमक के लिये प्रसिद्ध हैं, यह खर्चीला अधिक है, अतः सस्ते के लिये लाल-सीसा (red lead) का उपयोग किया जाता है। पर यह कम स्थायी है।

मरक्यूरिक सल्फेट, $\text{HgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ —यह पारे (१ भाग) को सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के आधिक्य (१.५ भाग) के साथ अच्छी तरह गरम करने पर बनता है। ठंडा होने पर इसके रुपहले मणिभ जमने लगते हैं—

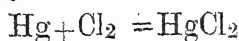


यह बहुत शीघ्र उद्विच्छेदित हो जाता है, और 25° पर ही इससे भात्मिकलवण, 2HgO , HgSO_4 , प्राप्त होता है जो पीले रंग का मणिभीय चूर्ण है। यह पानी में कम घुलता है। इसे टरपेथ खनिज (turpeth mineral) कहते हैं।

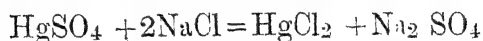


मरक्यूरिक क्लोराइड, HgCl_2 — (कोरोसिव सब्लिमेट) — पारे

को क्लोरीन से प्रतिकृत करने पर अथवा इसे अम्लराज में घोलने पर यह बनता है।



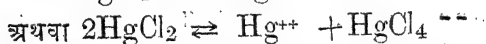
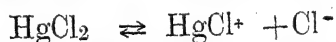
अगर अधिक मात्रा में बनाना हो तो पारे को सांद्र गरम सल्फ्यूरिक एसिड के योग से मरक्यूरिक सल्फेट में परिणत करते हैं। और फिर सल्फेट में नमक और थोड़ा सा मैंगनीज ट्राइऑक्साइड मिला कर मिश्रण का ऊर्ध्वपातन करते हैं। ऐसा करने पर मरक्यूरिक क्लोराइड मिलता है—



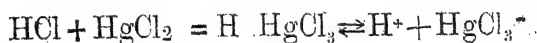
इसके मणिम सुन्दर श्वेत होते हैं। ये १०० ग्राम पानी में १०° पर ५.६ ग्राम और १००° पर ५६ ग्राम विलेय हैं। यह क्लोराइड एलकोहल और ईथर में भी घुलता है। ये मणिम २७७° पर पिघलते और ३००° पर उबलते हैं। इनका घनत्व ५.४१ है।

मरक्यूरिक क्लोराइड अति विषैला लवण है। ०.२-०.४ ग्राम सेवन से मृत्यु हो सकती है। इस विष का इलाज अण्डे की सफेदी (विना उवाले) है, और फिर कोई वमनकारक पदार्थ देना। इसकी उपस्थिति में अण्डे की सफेदी के ऐलब्यूमिन का स्कंधन (coagulation) हो जाता है।

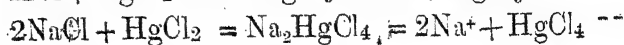
मरक्यूरिक क्लोराइड का आयनीकरण कम होता है। इसके विलयन में HgCl^+ और HgCl_4^{--} आयनें होती हैं—



यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड (सांद्र) में घुलते समय गरमी देता है। विलयन को ठण्डा करने पर हाइड्रोक्लोरो-मरक्यूरिक एसिड के मणिम आते हैं—

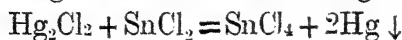
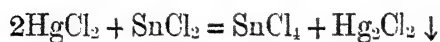


मरक्यूरिक क्लोराइड पोटैशियम क्लोराइड के साथ भी संकीर्ण यौगिक देता है—

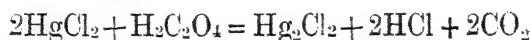


Na_2HgCl_4 का विलयन कीटाणुनाशन के लिये प्रयुक्त होता है।

मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन अनेक पदार्थों द्वारा अपचित हो जाता है। स्टैनस क्लोराइड का विलयन छोड़ने पर पहले तो केलोमल का सफेद अवक्षेप आता है, पर बाद को यह और अपचित होकर पारा देता है, जिसके कारण अवक्षेप धूसर रंग का, और अन्त में काला हो जाता है।



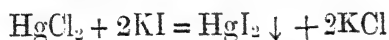
मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन ऑक्जेलिक एसिड के विलयन से अंधेरे में तो अपचित नहीं होता, पर धूप में रखने पर प्रकाश के प्रभाव से अपचित हो जाता है।



इस प्रतिक्रिया में कितना केलोमल बना, यह प्रकाश की तीव्रता पर निर्भर है अतः इस प्रतिक्रिया द्वारा प्रकाशमापन का काम लिया जा सकता है (ईडर—Eder-का रासायनिक फोटोमीटर—प्रकाशमापक)।

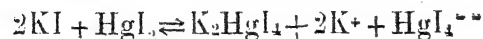
मरक्यूरिक फ्लोराइड, HgF_2 —इसका केवल भास्मिक लवण, $\text{HgF}(\text{OH})$, ही ज्ञात है।

मरक्यूरिक आयोडाइड, HgI_2 —यह पोटैसियम आयोडाइड, और मरक्यूरिक क्लोराइड की प्रतिक्रिया से बनता है—



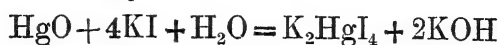
इस अवक्षेप का रंग सुन्दर गुलाबी से लेकर चटक गाढ़ा लाल तक है। यह आयोडाइड दो रूपों का पाया जाता है। एक लाल जो 126° के नीचे स्थायी है, और एक पीला जो 126° के ऊपर स्थायी है। ऊर्ध्वपातन करने पर पीला मिलता है। यह २५००० भाग पानी में केवल १ भाग घुलता है। हलके क्षारों के विलयन का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता।

मरक्यूरिक आयोडाइड पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में घुल कर K_2HgI_4 देता है—



विलयन के वाष्पीकरण पर पीलापन लिया पदार्थ पोटैसियम मरक्यूरिक आयोडाइड, K_2HgI_4 , का मिलता है। इसमें पारद आयन है ही नहीं, अतः यह क्षारों से अवक्षेप नहीं देता।

मरक्यूरिक आर्क्साइड भी इसी कारण पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में घुलता है, और घुलने पर विलयन क्षारीय हो जाता है—



नेसलर-रस—(Nessler's Reagent)—पोटैसियम मरक्यूरिक आयोडाइड का कास्टिक पोटाश या कास्टिक सोडा में विलयन नेसलर-रस कहलाता है। इसे निम्न प्रकार बनाते हैं—

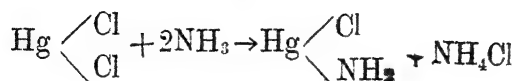
६२.५ ग्राम पोटैसियम आयोडाइड २५० c.c. पानी में घोलो। इसमें से १० c.c. निकाल कर अलग रख लो। शेष में मरक्यूरिक क्लोराइड का ठंडा संतृप्त विलयन तब तक छोड़ते जाओ जब तक थोड़ा-सा स्थायी अवक्षेप न आ जाय (जो हिलाने पर फिर न घुले)। लगभग ५०० c.c. के मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन लगेगा। अब इसमें १० c.c. आयोडाइड का विलयन जो बचा रक्खा था वह भी छोड़ो। फिर कुछ मरक्यूरिक क्लोराइड का संतृप्त विलयन छोड़ो, जब तक बहुत हलका स्थायी अवक्षेप न आ जाय।

१५० ग्राम कास्टिक पोटाश का विलयन १५० c.c. सवित जल में बनाओ। इसे ठण्डा करके थोड़ा-थोड़ा करके पूरा ऊपर वाले पहले विलयन में मिला लो। अब आयतन १ लीटर कर लो। एक दिन रख छोड़ो। नीचे कुछ अवक्षेप बैठ जायगा। ऊपर से सावधानीपूर्वक साफ विलयन निधार लो। काली बोतल में इसे रखो।

नेसलर-रस का उपयोग अमोनिया की पहिचान के लिये होता है। जिस पदार्थ में अमोनिया की जाँच करनी हो (चाहे अमोनियम लवण ही क्यों न हो) उसमें नेसलर-रस की बूँदें डालने पर पीला-रंग या भूरा अवक्षेप आवेगा। यह अवक्षेप ऑक्सिडिमरक्यूरिक-अमोनियम आयोडाइड, $(\text{OHg}_2) \text{NH}_2\text{I}$, का है।

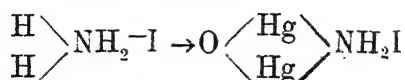
मरक्यूरामोनियम यौगिक—(१) अमोनिया गैस और मरक्यूरिक क्लोराइड के योग से $\text{HgCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ नामक एक यौगिक बनता है। इसका नाम “गलनीय सफेद अवक्षेप” है। यह अमोनियम क्लोराइड और अमोनिया के उबलते विलयन में मरक्यूरिक क्लोराइड छोड़ने पर भी बनता है।

(२) मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में यदि अमोनिया छोड़ी जाय तो मरक्यूरिक आर्क्साइड नहीं बनता है, बल्कि एमिनो मरक्यूरिक क्लोराइड, $\text{NH}_2 \cdot \text{HgCl}$, का सफेद अवक्षेप आता है—



इसका नाम “अगलनीय सफ़ेद अवक्षेप” है।

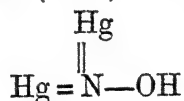
(३) अमोनिया और नेसलर-रस के योग से जो भूरा अवक्षेप आता है वह ऑक्सि द्वि-मरक्यूरि-अमोनियम आयोडाइड, $(\text{OHg}_2)\text{NH}_2\text{I}$, है।



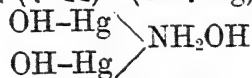
अमोनियम आयोडाइड

(४) अगर मरक्यूरिक ऑक्साइड को जलीय अमोनिया के साथ हलके हलके गरम किया जाय, तो एक पीला चूर्ण मिलता है, जिसे “मिलन भस्म” (Millon's base) कहते हैं। इसका संगठन क्या है, यह कहना कठिन है। निम्न प्रस्ताव किये गये हैं—

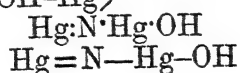
(क) रेमल्सबर्ग (१८८८) $\text{NHg}_2 \cdot \text{OH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



(ख) हॉफमन और मारबुर्ग (१८६६) $-(\text{OH} \cdot \text{Hg})_2\text{NH}_2\text{OH}$



(ग) फ्रैंकलिन (१९०५)



प्रश्न

१. यशद के मुख्य अयस्क कौन-कौन हैं ? इनसे यशद धातु कैसे निकालते हैं, और धातु का शोधन कैसे करते हैं ? (कलकत्ता, इण्टर)

२. आवर्त संविभाग के एक ही समूह में मेगनीशियम, यशद और कैडमियम को रखने के क्या कारण हैं ? यशद धातु तैयार करने में किन सिद्धान्तों का उपयोग होता है ? उसी विधि से मेगनीशियम क्यों नहीं तैयार किया जा सकता है ? (लन्दन, बी. एस.सी.)

३. निम्न यौगिक शुद्ध रूप में कैसे तैयार करोगे—फैडमियम सल्फेट, यशद क्लोराइड, मरक्यूरस क्लोराइड, मरक्यूरस नाइट्रेट, मरक्यूरस आयोडाइड, यशद नाइट्रेट ।

४. विस्फुरक जिंक सल्फाइड, नेसलर-रस, सोडियम क्लोरेट, यशद एथिल, और मरक्यूरिक फ्लुमिनेट पर सूक्ष्म टिप्पणियाँ लिखो ।

५. पारद के अस—और इक यौगिकों की तुलना करो ।

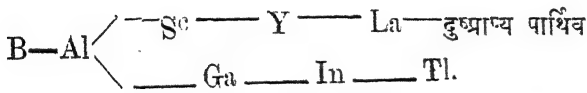
६. प्रकृति में पारद किस रूप में पाया जाता है ? अयस्क से शुद्ध पारद कैसे निकालोगे ? अशुद्ध पारे का कैसे शोधन करते हैं ?

अध्याय १३

तृतीय समूह के तत्त्व--बोरन, ऐल्यूमीनियम

मैंडलीफ के आवर्त संविभाग के तीसरे समूह में अनेक तत्त्वों का समावेश है जिनमें से बोरन और ऐल्यूमीनियम ही प्रसिद्ध हैं। शेष २१ तत्त्व या तो अप्रसिद्ध हैं, या इतने कम पाये जाते हैं, कि उनका उपयोग भी कम है, और उनका विस्तृत अध्ययन इस पुस्तक की मर्यादा से बाहर है। इस अध्याय के अन्त में हम उनका थोड़ा-सा ही वृत्तान्त देंगे।

अन्य प्रथम दो समूहों की भाँति इस तृतीय समूह में भी दो शाखायें ऐल्यूमीनियम के बाद हो जाती हैं। एक शाखा में स्कैंडियम, यिट्रियम और लैनथेनम तथा दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्व हैं। दूसरी शाखा में गैलियम, इण्डियम और थैलियम।



इनमें से स्कैंडियम, यिट्रियम आदि तत्त्व क-उपसमूह के हैं, और गैलियम, इण्डियम और थैलियम उपसमूह-ख के तत्त्व हैं। तृतीय समूह के तत्त्वों की यह विशेषता है कि बोरन और ऐल्यूमीनियम उपसमूह-क के तत्त्वों से इतने मिलते-जुलते नहीं हैं, जितने कि उपसमूह-ख के तत्त्वों से। प्रथम और द्वितीय समूह के पहले दो तत्त्व उपसमूह-क के तत्त्वों से मिलते-जुलते थे। जैसे लीथियम और पोटैशियम सोडियम आदि से, न कि ताँबा आदि से, अथवा बेरीलियम और मैगनीशियम कैल्शियम आदि से, न कि जस्ता आदि से।

भौतिक गुण—नीचे की सारणी में हम तृतीय समूह के सब तत्त्वों के भौतिक गुण देते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	अपेक्षित ताप
५	बोरन	B	१०.८२	२.३	२३००°	२५५०°	०.३०७
१३	एल्यूमीनियम	Al	२६.९७	२.७०२	९५८.७°	१८००°	०.२१६
३१	गैलियम	Ga	७०.१	५.६	२६.७५°	१६००°	..
४९	इंडियम	In	११४.८	७.४२	१५५°	१४५०°	...
८१	थैलियम	Tl	२०४.६	११.८५	३०.३५°	१६५०°	...
२१	स्कैंडियम	Sc	४५.१
३९	यिट्रियम	Y	८९.३३	५.५१
५७	लैन्थेनम	La	१३९.०	६.१२	८२६°	...	०.४५
५८	सीरियम	Ce	१४०.१३	६.६	६२३°	..	०.४५
५९	प्रेसिओडीमियम	Pr	१४०.९२	६.४८	९४०°
		Nd	१४४.२७	६.९६	८४०°
६०	नीओडीमियम	II	१४६
६१	इलमियम	Sm	१५०.४३	७.८	१३५०°
६२	सेमेरियम	Eu	१५२.०
६३	यूरोपियम	Gd	१५६.९
६४	गैडोलीनियम	Tb	१५९.२
६५	टरबियम	Dy	१६२.४६
६६	डिस्प्रोसियम	Ho	१६३.५
६७	हौलमियम	Er	१६७.२	४.७७
६८	एरबियम	Tm	१६८.४
६९	थूलियम	Yb	१७३.०४
७०	यिटरबियम	Lu	१७५.०	..	१८००°
७१	लुटेसियम						

तृतीय समूह के तत्त्व—बोरन, ऐल्यूमीनियम ४३९

इस सारणी के देखने से भी पता चलता है कि जैसा द्रवणांकों से स्पष्ट है, ऐल्यूमीनियम के बाद से दो शाखायें आरंभ होती हैं। ऐल्यूमीनियम के बाद एकदम गैलियम का द्रवणांक कम है, और यह फिर उत्तरोत्तर बढ़ता जाता है।

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु उपक्रम—हम नीचे केवल उपसमूह ख के और बोरन और ऐल्यूमीनियम के तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम देते हैं—

B—बोरन (५)— $1s^2. 2s^2. 2p^1$,

Al—ऐल्यूमीनियम (१३)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^1$.

Ga—गैलियम (३१)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^1$.

In—इंडियम (४९)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^1. 4d^{10}. 5s^2. 5p^1$.

Tl—थैलियम (८१)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^1. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^6. 5d^{10}. 6s^2. 6p^1$.

इस उपक्रम से स्पष्ट है कि बाह्यतम कक्ष में ऋणाणु $s^2. p^1$ स्थिति में हैं। सभी की संयोज्यता इस दृष्टि से ३ है। बाह्यतम कक्ष से ठीक पहली वाली कक्ष में बोरन में स्थिति s^2 है, ऐल्यूमीनियम में $s^2. p^1$, गैलियम में $s^2. p^1. d^{10}$ । अतः ये तीनों तत्त्व परस्पर समान होते हुये भी भिन्न हैं। इण्डियम और थैलियम में बाह्यतम कक्ष से पहले वाली कक्ष में भी स्थिति $s^2. p^1. d^{10}$ है, अतः गैलियम, इंडियम और थैलियम के गुण परस्पर बहुत मिलते-जुलते हैं।

स्कैंडियम, यिट्रियम, लैन्थेनम और शेष दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्वों का ऋणाणु-उपक्रम नीचे दिया जाता है।

	परमाणु संख्या	१s	२s २p	३s ३p ३d	४s ४p ४d ४f	५s ५p ५d ५f
Sc	२१	२	२ ६	२ ६ १	२	
Y	३९	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १ ०	२
La	५७	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १०	२ ६ १ २
Ce	५८	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० १	२ ६ १ २
Pr	५९	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० २	२ ६ १ २
Nd	६०	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ३	२ ६ १ २
Il	६१	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ४	२ ६ १ २
Sm	६२	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ५	२ ६ १ २
Eu	६३	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ६	२ ६ १ २
Gd	६४	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ७	२ ६ १ २
Tb	६५	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ८	२ ६ १ २
Dy	६६	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ९	२ ६ १ २
Ho	६७	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० १०	२ ६ १ २
Er	६८	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० ११	२ ६ १ २
Tm	६९	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० १२	२ ६ १ २
Yb	७०	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० १३	२ ६ १ २
Lu	७१	२	२ ६	२ ६ १०	२ ६ १० १४	२ ६ १ २

इस उपक्रम से यह स्पष्ट हो जायगा कि स्कैंडियम, यिट्रियम और लैन्थेनम में घनिष्ठ संबंध है क्योंकि इनके बाह्यतम कक्षाओं में s^2, p^1, d^1, s^2 है। सभी दुष्प्राप्य पार्थिवों के बाह्यतम दो कक्षाओं में भी यही उपक्रम है इसलिये ये भी उसी शाखा के हैं।

सभी दुष्प्राप्य पार्थिव लगभग गुणों में समान हैं। इन सब में $4s^2, 4p^1, 4d^1, 4s^2$ उपक्रम है। इनमें क्रमशः ४f में एक एक अणु बढता जा रहा है। क्योंकि उपक्रम f में अधिक से अधिक १४ अणु आ सकते हैं अतः दुष्प्राप्य पार्थिवों की संख्या भी १४ है। पहला दुष्प्राप्य पार्थिव सीरियम है जिसमें ४f^१ है, और सबसे अन्तिम लुटेसियम है जिसमें ४f^{१४} है।

बोरन, कार्बन, सिलिकन—यह पहले कहा जा चुका है कि प्रत्येक

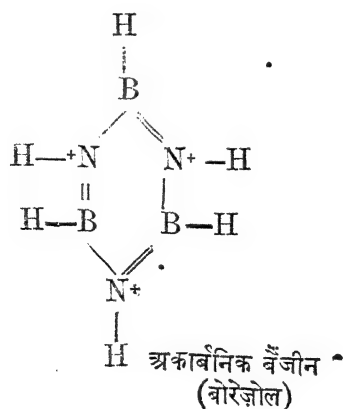
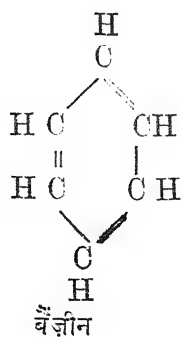
समूह का पहला तत्त्व आगे वाले समूह के दूसरे तत्त्व से कुछ बातों में मिलता जुलता है, जैसे लीथियम मैगनीशियम से, बेरीलियम ऐल्यूमीनियम से और इसी प्रकार बोरन भी सिलिकन से मिलता जुलता है क्योंकि कार्बन और सिलिकन एक ही समूह के हैं, अतः बोरन, कार्बन और सिलिकन में अनेक समानतायें हैं। जैसे कार्बन हीरा, ग्रेफाइट आदि अनेक रूपों में पाया जाता है, उसी प्रकार बोरन और सिलिकन भी दो मुख्य रूपों में मिलते हैं, एक तो बरवा (अमणिम), और दूसरा बज्र (ऐडेमेटाइन) या मणिम। यह बज्र बोरन और बज्र सिलिकन दोनों बड़े दृढ़ और कठोर होते हैं, और ताप के प्रति अवरोध उपस्थित करते हैं। इन पर अम्ल और क्षारों का प्रभाव भी नहीं पड़ता। इस प्रकार ये हीरे से मिलते जुलते हैं। (अब सिद्ध किया गया है कि बज्र बोरन में ऐल्यूमीनियम और कार्बन होते हैं।)

कार्बन या सिलिकन के समान बोरन भी कई हाइड्राइड देते हैं।

जैसे C_2H_6 (एथेन) Si_2H_6 (दिसिलेन) B_2H_6 (दिवारेन)

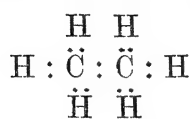
C_4H_{10} (ब्यूटेन) Si_4H_{10} (चतुः सिलेन) B_4H_{10} (चतुःबोरेन)

ये हाइड्रोकार्बन एककिल यौगिक भी देते हैं जैसे B_2H_6 से $B_2H_5-CH_3$; या $B_2H_4(CH_3)_2$ आदि। और इसी प्रकार एमिन भी जैसे $B_2H_5-NH_2$, बोरन और नाइट्रोजन दोनों मिल कर २ कार्बनों के बराबर हैं (एक की परमाणु संख्या ५, और दूसरे की ७; दोनों की औसत ६ हुई जो कार्बन की परमाणु संख्या है)। अतः बोरन, नाइट्रोजन और हाइड्रोजन के योग से एक ऐसा यौगिक बनता है जिसे बोरेजोल (borazole) या अकार्बनिक वैज्जीन कहते हैं। यह यौगिक वैज्जीन का एलेक्ट्रोनिक समावयव (electronic isomer) है।



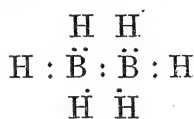
ये दोनों यौगिक गुणों में कितने समान हैं, इसका उल्लेख आगे होगा।

$B_2 H_6$ और $C_2 H_6$ में भिन्नता — द्विबोरेन यौगिक में दो एकाकी बन्धकतायें (single linkage) हैं, पर एथेन में सब बन्धकतायें सहसंयोजक (covalent) हैं। अतः द्विबोरेन तो अमोनिया के दो अणुओं से संयुक्त होकर $B_2 H_6 (N H_3)_2$ यौगिक दे सकता है, पर एथेन नहीं।



एथेन

(सहसंयोज्यता)

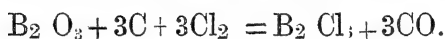
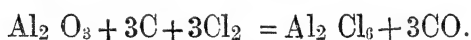


द्विबोरेन

(एकाकी बन्धकता)

बोरन और ऐल्यूमीनियम की तुलना—आवर्त संविभाग में ऐल्यूमीनियम के चारों ओर बोरन, सिलिकन, स्कैंडियम और मेगनीशियम हैं। अतः इसके गुण इन चारों के गुणों की औसत हैं। यह सिलिकन और बोरन की अपेक्षा अधिक विद्युत् धनात्मक है पर मेगनीशियम और स्कैंडियम से कम।

बोरन के सभी ऑक्साइड अम्ल-जनक हैं, पर ऐल्यूमीनियम के ऑक्साइडों में आम्लिकता कम है, अतः ऐल्यूमिनेट उतने नहीं बनते, और न वे स्थायी ही होते हैं जितने कि बोरेट। ऐल्यूमीनियम के लवण, क्लोराइड, नाइट्रेट, फॉस्फेट, सल्फेट आदि, स्थायी हैं, पर बोरन के लवण कम बनते हैं। ऐल्यूमीनियम में धातुओं के गुण अधिक हैं, पर बोरन में बहुत ही कम। इसे हम अधातु तत्त्व मान सकते हैं। फिर भी $Al_2 O_3$ और $B_2 O_3$ ऑक्साइडों में समानता है। दोनों से एक प्रकार ही क्लोराइड बनाये जा सकते हैं—



बोरन त्रिक्लोराइड (BCl_3 या $B_2 Cl_6$) सिलिकन चतुः क्लोराइड के समान ही सधूम द्रव (fuming liquid) है, पर ऐल्यूमीनियम क्लोराइड रवेदार ठोस पदार्थ है। दोनों के नाइट्राइडों में समानता भी है, और अन्तर भी। बोरन नाइट्राइड $B_2 O_3$ को अमोनिया के साथ गरम करके बनाते हैं (अथवा बोरन को अमोनियम क्लोराइड के साथ गरम करके)। ऐल्यूमीनियम और अमोनिया के योग से ऐल्यूमीनियम नाइट्राइड बनता है। दोनों नाइट्राइड पानी के साथ अमोनिया देते हैं पर बोरन नाइट्राइड से बोरिक एसिड मिलता है, और ऐल्यूमीनियम नाइट्राइड से ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड।

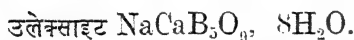
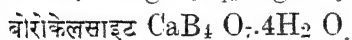
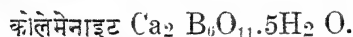
बोरन, B

[Boron]

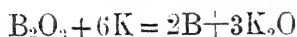
हमारे देश में लंदन की ओर से जो सुहागा (टिकल) आता है, उसका उल्लेख सोडियम यौगिकों के साथ किया जा चुका है। यह भारतवर्ष का पुराना परिचित पदार्थ है, और औद्योगिकों में काम आता है। सन् १८०८ में गेलूसाक (Gay Lussac) और (Thenard) ने बोरिक ऑक्साइड को पोटैशियम के साथ गरम करके बोरन तत्त्व प्राप्त किया था।



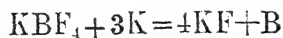
प्रकृति में बोरन तत्त्व के रूप में कहीं नहीं मिलता। यह बोरेटों के रूप में या बोरिक ऐसिड के रूप में मिलता है। सुहागा (बोरेक्स) सोडियम पायरो-बोरेट, $Na_2 B_4O_7 \cdot 10H_2O$, है। कोलेमेनाइट (colemanite) और प्रिसाइट (pricite) कैल्शियम बोरेट हैं। उलेक्साइट (ulexite) सोडियम और कैल्शियम के मिश्रित बोरेट हैं।



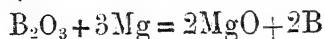
बोरन की प्राप्ति—(१) डेवी ने बोरन त्रिऑक्साइड को पोटैशियम धातु के साथ गरम करके बोरन पाया था—



(२) पर यदि पोटैशियम बोरोफ्लोराइड को पोटैशियम के साथ गरम किया जाय तो बोरन और आसानी से मिलेगा—



(३) आजकल बोरन त्रिऑक्साइड का आधिक्य लेकर उसमें मेगनीशियम चूर्ण मिलाते हैं, और रक्ततप्त करते हैं। बड़ी उग्र प्रतिक्रिया होती है और कई पदार्थ मिलते हैं जैसे बोरिक ऑक्साइड, मेगनीशियम बोराइड, मेगनीशियम बोरेट, और बोरन तत्त्व। वस्तुतः इन चारों का भ्रू मिश्रण प्राप्त होता है।

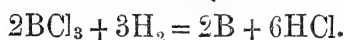


और साथ-ही-साथ—



इस भूरे मिश्रण को पहले हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ उबालते हैं और फिर सांद्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ। ऐसा करने पर ऑक्साइड, बोराइड और बोरेट तो घुल जाते हैं। केवल बोरन तत्त्व रह जाता है। इस प्रकार प्राप्त बोरन को फिर शून्य में बिजली की भट्टी में 1200° तक गरम करते हैं, ऐसा करने पर शुद्ध बोरन मिल जाता है।

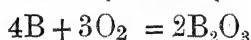
(४) ६६% शुद्धता का खेदार बोरन त्रिक्लोराइड और हाइड्रोजन के वातावरण में टंगस्टन और मीलिबडीनम के एलेक्ट्रोडों के बीच में उच्च आवृत्तियों की चिनगारियाँ प्रवाहित करने पर मिलता है—



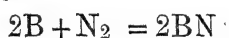
बोरन के गुण—शुद्धतम बोरन में उपधातु (metalloid) के गुण होते हैं, अर्थात् न तो यह पूरी तरह धातु ही है, न अधातु ही। पालिश कर देने पर इसमें क्रोमियम की सी चमक आ जाती है। यह धातु बड़ी कठोर होती है, यद्यपि इसका घनत्व २.३ ही है। सापेक्षतः यह बहुत कम क्रियाशील है।

बेरवा 'अमणिभ' बोरन का रंग चेस्टनट का सा भूरा होता है। इसका घनत्व २.४५ ही है, और इसका द्रवणांक भी ऊँचा है।

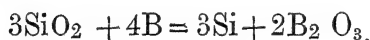
साधारण तापक्रम पर बोरन हवा में अप्रभावित रहता है पर यदि इसे ऑक्सीजन में 700° से ऊपर गरम करें तो यह तेज रोशनी से जलता है, और बोरन त्रिऑक्साइड बनता है—



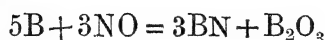
हवा में यदि गरम किया जाय तो ऑक्साइड के साथ-साथ नाइट्राइड भी बनता है—



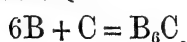
बोरन को बालू के साथ गरम किया जाय तो सिलिकन का स्थान बोरन ले लेता है।



बोरन नाइट्रिक ऑक्साइड में भी जल सकता है, और बोरन नाइट्राइड बनता है—



बोरन बिजली की भट्टी में कार्बन से भी युक्त हो जाता है और बोरन कार्बाइड बनता है—



यह श्वेत ताप पर गन्धक से युक्त होकर बोरन सल्फाइड, B_2S_3 , देता है।

नाइट्रिक एसिड, सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड, पोटैशियम नाइट्रेट आदि उपचायक पदार्थों के योग से बोरन बोरिक एसिड (B_2O_3) देता है।

कास्टिक क्षारों के योग से यह बोरेट देता है और हाइड्रोजन निकलता है।

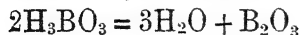
मणिभीय (रवेदार) बोरन—सन् १८५६ में डेविल (Deville) और वूह्लर (Wohler) ने 1300° पर बोरन और ऐल्यूमीनियम को गला कर मणिभीय (रवेदार) बोरन तैयार किया। यह गला हुआ पदार्थ जब ठंडा पड़ा तो इसकी सतह पर इस बोरन के छोटे-छोटे रवे प्रकट होने लगे। इन्हें यदि अलग कर लिया जाय और धातु को हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोल डाला जाय तो जो मणिभ रह जायेंगे उनका नाम यज्र बोरन (adamantine) पड़ा। कुछ मणिभ तो स्वच्छ और नीरंग थे, और कुछ भूरे। सब की आकृति वही थी जो हीरे की।

यज्र बोरन पर एसिडों का असर नहीं होता पर क्षारों के साथ गलने पर यह घुल जाता है। इन मणिभों में सदा ४ प्रतिशत तक कार्बन और ७ प्रतिशत तक ऐल्यूमीनियम रहता है। अतः यह ऐल्यूमीनियम बोरोकार्बाइड, $B_{10}C_2Al_3$ अथवा ऐल्यूमीनियम बोराइड, AlB_{12} , माना जा सकता है।

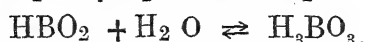
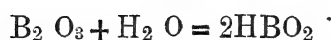
परमाणुभार—बोरन के वाष्पशील क्लोराइड, हाइड्राइड और कार्बनिक यौगिकों के वाष्प घनत्व के आधार पर बोरन का परमाणुभार ११ के निकट ठहरता है। डूलोन और पेटी के नियम के आधार पर निश्चय करना कठिन हो जाता है क्योंकि इसका आपेक्षिक ताप अनिश्चित है। इसका रासायनिक तुल्यांक ३.७ के लगभग होने से यह धातु त्रिसंयोज्य सिद्ध होती है। BCl_3 , BBr_3 आदि से जो $3AgCl$ या $3AgBr$ बनता है उससे इसका परमाणुभार ११ से कुछ कम मालूम होता है। आजकल परमाणुभार 10.82 माना जाता है।

बोरन के दो समस्थानिक १० और ११ हैं।

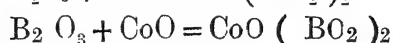
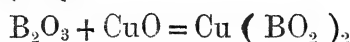
बोरिक त्रिऑक्साइड (बोरिक ऑक्साइड या बोरिक अनुद), B_2O_3 —यह कहा जा चुका है कि यह बोरन को ऑक्सीजन में जलाने पर मिलता है। बोरिक एसिड को रक्तत करने पर भी आसानी से प्राप्त होता है—



यह पानी से संयुक्त होकर पहले तो मेटाबोरिक एसिड और फिर ऑर्थोबोरिक एसिड देता है—

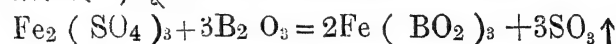


बोरिक ऑक्साइड धातुओं के ऑक्साइडों से संयुक्त होकर रंगदार मेटाबोरेट देता है

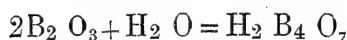
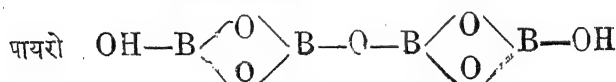
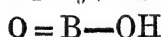
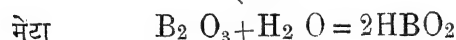
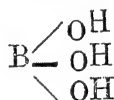


बोरेक्स (सुहागे) के साथ जो फुत्तिका परीक्षण (beal test) किया जाता है, वह इन रंगीन मेटाबोरेटों पर ही निर्भर है।

फेरिक सल्फेट (या नाइट्रेट) के साथ गरम करने पर सलफर त्रिऑक्साइड (नाइट्रिक ऑक्साइड) धूम निकलेगा और फ़ैरिक बोरेट बनेगा—

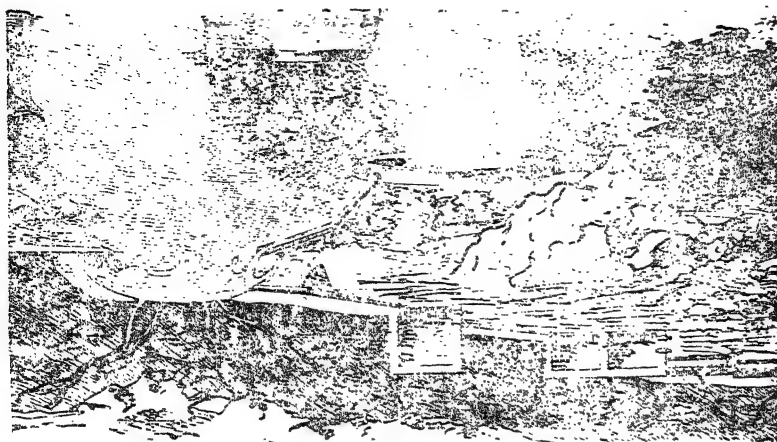


बोरिक एसिड—बोरिक त्रिऑक्साइड के आधार पर बोरन के अर्थों, मेटा और पायरो-बोरिक अभल बनते हैं।



साधारण बोरिक एसिड अर्थों है।

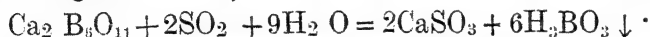
अर्थों बोरिक एसिड, H_3BO_3 —(१). टस्केनी प्रान्त के कुछ प्रदेशों की भूमि से जो जल वाष्प का फौवारा निकलता है उसमें बोरिक एसिड मुक्त शुद्ध अवस्था में पाया जाता है। इन फौवारों को सोफियोनी (Soffioni) कहते हैं। इन वाष्पों में एसिड होता तो कम है पर सोफियोनी के चारों ओर पत्थर काट कर ऐसे कड़ाह बना दिये जाते हैं, कि उनमें पानी वहीं का भाप से गरम होता रहता है। ये कड़ाह ऊपर से नीचे तक क्रमशः बने होते हैं, और विलयन ऊपर वालों में से नीचे वाले कड़ाहों में ज्यों ज्यों आता है, इसमें एसिड की सान्द्रता बढ़ती जाती है। प्रत्येक कड़ाह में लगभग २४ घण्टे विलयन



चित्र ६८—सोफियोनी

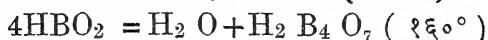
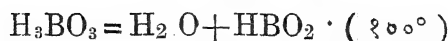
रहता है, और फिर नीचे वाले में आ जाता है। चार पाँच सोफियोनी की भागों से गरम होने पर बोरिक एसिड के रवे पृथक् होने लगते हैं। अन्त में इन्हें सीसे के कड़ाहों में गरम करके पूरी तरह सुखा लिया जाता है।

(२) आजकल संसार का अधिकांश बोरिक एसिड दक्षिणी अमरीका और कैलिफोर्निया में प्राप्त कैलसियम बोरेट से बनाया जाता है। कैलसियम बोरेट खनिज को महीन पीसते हैं, और पानी के साथ उबालते हैं। विलयन में सल्फर डाइऑक्साइड गैस प्रवाहित होती रहती है। ऐसा होने पर कैलसियम सल्फाइड विलयन में घुला रह जाता है, और बोरिक एसिड का अवक्षेप आ जाता है।

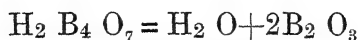


बोरिक एसिड के एकानताक्ष मणिभ श्वेत रंग के होते हैं। इनमें मोती की सी चमक होती है। ये भाप के साथ काफी वाष्पशील हैं। यह ठंडे पानी में कम विलेय पर गरम पानी में काफी घुलता है। १०० ग्राम पानी में १२° पर ३.७ ग्राम और उबलते पानी में २८.१ ग्राम। बोरिक एसिड का जलीय विलयन लिटमस के प्रति हलका सा अम्लीय होता है। हल्दी के साथ भूरा सा रंग देता है।

यदि ऑर्थो बोरिक एसिड को १००° तक गरम किया जाय तो मेटा-बोरिक एसिड बनता है और १६०° तक गरम करने पर पायरो (अथवा चतुः) बोरिक एसिड—



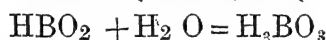
और अधिक गरम करने पर इसका फूला बनेगा और त्रिऑक्साइड रह जावेगा—



इसका उपयोग ओषधि में कीटाणुनाशक चूर्ण बनाने में होता है (जिसे बोरिक पाउडर कहते हैं)। इससे बोरिक लोशन (पानी में घोल कर) और बोरिक आइएंटमेंट (वैसलीन या मोम में मिला कर) बनाते हैं। फल और तरकारियों के संरक्षण में भी इसका उपयोग था। पर सन् १९२५ से भोज्य पदार्थों के संरक्षण में इसका उपयोग निषिद्ध कर दिया गया है।

बोरिक ऐसिड काँच और मिट्टी के बर्तनों में लुक (glaze) के रूप में भी प्रयुक्त होता है।

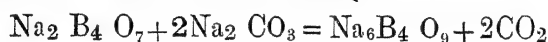
मेटाबोरिक ऐसिड, HBO_2 —यह ऑर्थो बोरिक ऐसिड को 100° तक कुछ देर गरम करने पर बनता है। यह श्वेत ठोस पदार्थ है जो 200° के नीचे ही स्थायी है, और ऊपर के तापक्रम पर यह विभाजित हो जाता है। इसको यदि पानी में बोलें तो यह ऑर्थो-ऐसिड ही हो जाता है—



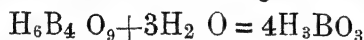
पायरोबोरिक ऐसिड, $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, ऑर्थो बोरिक ऐसिड को गरम करने पर बनता है।



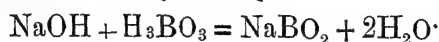
यदि सुहागे ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) को सोडियम कार्बोनेट के साथ गरम किया जाय तो सोडियम पायरोबोरेट बनता है।



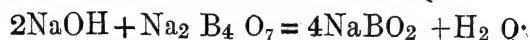
पायरोबोरिक ऐसिड भी पानी में घुल कर ऑर्थो-ऐसिड ही देगा।



सोडियम मेटाबोरेट, $\text{NaBO}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ —कास्टिक सोडा और बोरिक ऐसिड के योग से यह बनता है—



सुहागे और कास्टिक सोडा के योग से भी बनता है—



सुई के से इसके रवे होते हैं।

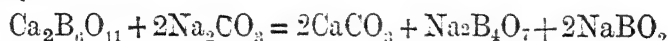
सोडियम चतुःबोरेट, सुहागा या बोरेक्स, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ —
इसे सोडियम द्विबोरेट या पायरोबोरेट भी कहते हैं। इन ऐसिडों के नामकरण के संबंध में सब वैज्ञानिक एक मत नहीं हैं।

उत्तरी अमरीका की सूखी भूमिों की भूमि में और भारतवर्ष के तिब्बतीय प्रदेश में यह पाया जाता है। इसे टिंकण कहते हैं। शुद्ध नाम टंकण है। पानी में घोल कर मणिभीकरण द्वारा इसके टोस रवे प्राप्त कर लिये जाते हैं।

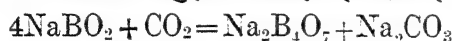
इटली के बोरिक ऐसिड को सोडा राख के साथ गरम करके भी सुहागा बनाया जाता है—



कैल्सियम बोरेट और सोडियम कार्बोनेट की विनिमय प्रतिक्रिया से भी बनता है—



जब सुहागे के सब मणिम विलयन में से पृथक् हो आवें, और सोडियम मेटा बोरेट रह जाय तो विलयन में कार्बन डाइऑक्साइड प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर मेटाबोरेट भी सुहागे में परिणत हो जाता है—



साधारण सुहागा—सफलकीय सुहागा— $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ —
इसके मणिमों में पानी के १० अणु होते हैं। इसके एकानताक्ष नीरंग मणिम होते हैं। सुहागा ठंडे पानी में कम, पर गरम पानी में अच्छी तरह घुलता है। १०० ग्राम पानी में २१.५° पर २.८ ग्राम और १००° पर ५२.३ ग्राम निर्जल सुहागा घुलता है।

सुहागे को गरम करें तो इसका पानी निकलने लगता है, और फूला बन जाता है। यह बड़ी सी सफेद फुल्लि और गरम करने पर काँच के समान पारदर्शक हो जाती है। जैसा पहले कहा जा चुका है इस सुहागे के काँच में बहुत सी धातुओं के ऑक्साइड घुल कर रंग विरंगे काँच देते हैं। इन रंगों को देख कर ताँबे, कोबल्ट, मैंगनीज, निकेल, आदि के लवणों की पहिचान की जा सकती है।

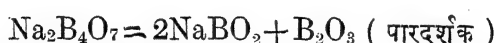
सुहागा फुल्लिका-परीक्षण (borax bead test)—प्लैटिनम तार के सिरे पर छोटा सा छल्ला बनाओ। इसे पानी में भिगो कर सुहागे पर रखो। जितना सुहागा छल्ले से चिपट जाय, बुन्सन ज्वाला में उसे गरम करके फुल्लिका बनाओ। यह फुल्लिका अन्त में गल कर काँच सी पारदर्शक

हो जायगी। इस सुहागे की फुल्लिका से लवण को छूओ। फुल्लिका को ज्वाला में रखो। ज्वाला का बाह्यतम नीरंग भाग उपचायक या “ऑक्सीकारक” ज्वाला कहलाता है, और भीतरी भाग अपचायक या “अवकारक” ज्वाला। यह देखो कि फुल्लिका का रंग दोनों प्रकार की ज्वालाओं में रखने पर गरम स्थिति में कैसा हो जाता है और बाहर निकाल कर ठंडा करने पर रंग कैसा रह जाता है। नीचे की सारणी में ये रंग दिये जाते हैं।

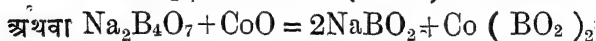
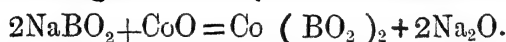
यौगिक में धातु	सुहागे की फुल्लिका का रंग			
	अपचायक	ज्वाला में	उपचायक	ज्वाला में
	गरम	ठंडा	गरम	ठंडा
ताँबा	नीरंग	अपारदर्शक		
लोहा	बोतल का हरा रंग	भूरा-लाल	नीला	नील-हरा
क्रोमियम	हरा	बोतल का हरा रंग	भूरा-नीला	पीला
निकेल	धूसर	हरा	पीला	पीला-हरा
मैंगनीज	गोमद	धूसर	बैंगनी	भूरा
कोबाल्ट	नीला	बैंगनी	नीरंग	नीरंग
		नीला	नीला	नीला

सुहागे की फुल्लिका में प्रतिक्रिया इस प्रकार होती है—

सुहागा, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, गरम होने पर पारदर्शक फुल्लिका मेटाबोरेट की देता है—



यह मेटाबोरेट धातुओं के ऑक्साइडों के साथ उनके मेटाबोरेट देता है—



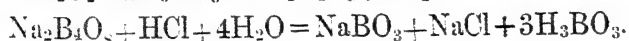
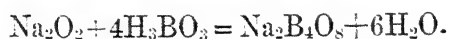
यह मेटाबोरेट सोडियम मेटाबोरेट में घुल कर ठोस विलयन (solid solution) देते हैं।

उपयोग—सुहागे का उपयोग चीनी मिट्टी के बर्तनों पर लुक फेरने में होता है। क्रम प्रसार का काँच तैयार करने में भी इसका प्रयोग होता है।

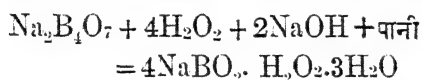
पायरेक्स काँच भी इसी की सहायता से तैयार किये जाते हैं। चश्मों के काँचों में भी इसका उपयोग है। चमड़ों की सफाई में भी सुहागा काम आता है। कागजों पर लुक फेरने में भी इसका महत्व है (१०० पौंड कैसीन

में १५ पोंड सुहागा मिला कर लुक बनाते हैं) । सुहागे के ८% विलयन में नोबू डुबोये जायँ तो सड़ने से बचे रह सकते हैं ।

सोडियम परबोरेट, $\text{NaBO}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ —यह परबोरिक एसिड का, जो मुक्तावस्था में नहीं मिलता, लवण है । ठंडे पानी में बोरिक एसिड अस्त्रस्त (suspend) करो और इसमें सोडियम परोक्साइड डालो । विलयन को थोड़ी देर रख छोड़ने पर “परबोरेक्स” नामक लवण के मणिभ मिलेंगे । इन मणिभों पर यदि हल्के अम्ल की प्रतिक्रिया की जाय तो सोडियम परबोरेट, $\text{NaBO}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ का अवक्षेप आवेगा ।



बेराइटीज व्यवसाय का उल्लेख करते समय इस लवण का जिसे $4\text{NaBO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ भी लिखा जाता है, वर्णन दिया जा चुका है । बेरियम परोक्साइड और फॉस्फोरिक एसिड के योग से जो हाइड्रोजन परोक्साइड मिलता है, वह सुहागे के साथ सोडियम परबोरेट देता है—



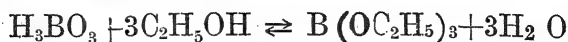
इसमें सुहागे के क्षारीय गुण और हाइड्रोजन परोक्साइड के उपचायक गुण विद्यमान हैं । दाँतों की सफाई में इस दृष्टि से इसका विशेष उपयोग है ।

बोरेट का अनुमापन—सुहागा पानी के साथ इतना उदविच्छेदित होता है कि इसका विलयन फीनोलथैलीन के साथ चटक लाल रंग देता है । बोरिक एसिड आयनीकृत होने पर एकभास्मिक अम्ल की तरह प्रतिक्रिया देता है । बहुत सी ग्लिसरीन छोड़ कर इसे कास्टिक सोडा से अनुमापित किया जा सकता है ।

सुहागे के हल्के विलयन में फीनोलथैलीन द्वारा लाल रंग लाओ । अब इसमें यदि ग्लिसरीन छोड़ी जायगी तो लाल रंग उड़ जायगा । गरम करने पर यह रंग फिर आ जाता है—(डंस्टन विधि, Dunstan's) ।

बोरेट का परीक्षण साधारणतया इस प्रकार कर सकते हैं । सूखे बोरेट में सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड मिला कर प्याली में काँच की छड़ से टारो । अब इसमें थोड़ा सा एल्कोहल डाल दो । बुन्सन ज्वाला से प्याली में एल्कोहल जलाओ । ज्वाला का रंग यदि किनारे पर हरा हो, तो बोरेट के

सकता है। यह रंग एथिल बोरेट, $(\text{BOC}_2\text{H}_5)_2$, के जलने पर आया है। एथिल बोरेट ज्वलनशील गैस है।



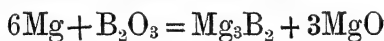
बोरन के निम्न ऑक्साइड—मोयसाँ के अमणिभीय बोरन में B_4O_7 ऑक्साइड की संभावना की जाती है। मेगनीशियम बोराइड को पानी से प्रभावित करके जो विलयन मिलता है उसे शून्य में सुखा कर फिर गरम करने पर B_2O_3 बनता है, ऐसी ट्रेवर्स (Travers) की धारणा है।

मेगनीशियम बोराइड और पानी के संपर्क से जो $\text{Mg}_3\text{B}_2(\text{OH})_6$ यौगिक बनता है—



उसे कई दिन अमोनिया के संपर्क में हाइड्रोजन के वातावरण में रखने पर जो विलयन मिलता है उसे शून्य में सुखाने पर एक ऑक्साइड, B_4O_5 बनता है। यह पीला-भूरा पदार्थ है। इसी प्रकार बोरन के और भी निम्न ऑक्साइड बनते हैं।

बोरन हाइड्राइड—कार्बन, सिलिकन और जर्मेनियम के समान बोरन भी अनेक हाइड्राइड देता है। सब से पहला संतृप्त हाइड्राइड BH_3 तो संदिग्ध है। बोरन हाइड्राइड बहुधा मेगनीशियम बोराइड और ऐसिडों के योग से बनते हैं। मेगनीशियम चूर्ण को बोरन त्रिऑक्साइड के साथ गरम करने पर मेगनीशियम बोराइड बनता है।



इस बोराइड को फॉस्फोरिक ऐसिड या हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड से प्रतिकृत करते हैं। जो गैसें निकलती हैं, उन्हें द्रव हवा के द्वारा ठंडा किया जाता है। भिन्न भिन्न तापक्रमों पर आंशिक स्खण्ड करने से B_2H_6 , B_4H_{10} , B_6H_{10} , $\text{B}_{10}\text{H}_{14}$, B_5H_9 , B_6H_{12} आदि अनेक हाइड्राइड प्राप्त होते हैं। B_4H_{10} का क्वथनांक 12° , और द्रवणांक -116.7° है। B_6H_{10} का द्रवणांक -64.1° है। B_4H_{10} शीघ्र ही विभाजित होकर B_2H_6 और हाइड्रोजन देता है। B_2H_6 को द्विबोरेन (diborane) कहते हैं। यह पानी और चिकनाई के अभाव में काफी स्थायी है।

द्विबोरेन अमोनिया के दो अणुओं से संयुक्त होकर द्विबोरेन का द्विअमोनियेट देता है जिसका सूत्र $\text{B}_2\text{H}_6(\text{NH}_3)_2$ है। यह यौगिक गरम करने पर एक यौगिक $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ देता है। स्टॉक और पोलेंड (Stock and

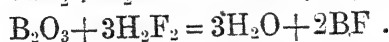
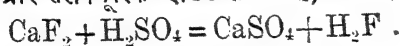
तृतीय समूह के तत्त्व—बोरन, ऐल्यूमीनियम ४५३

Poland, १९२६) ने इसका नाम बोरेजोल रक्खा है और बेंज़ीन का एलेक्ट्रॉनिक समावयव होने के कारण इसे अकार्बनिक बेंज़ीन भी कहते हैं।

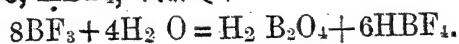
बेंज़ीन और बोरेजोल में कितनी समानता है, यह नीचे दिये हुए अंकों से स्पष्ट है—

गुण	बेंज़ीन C_6H_6	बोरेजोल या अकार्बनिक बेंज़ीन, $B_3N_3H_6$
एलेक्ट्रॉन संख्या	४२	४२
अणुभार	७८	८०
कथनांक	३.३° K	३२८° K
द्रवणांक	२७६° K	२७५° K
कथनांक पर घनत्व	०.८१	०.८१
पृष्ठ तनाव	३१	३१.१
परायतनिक	२०६	२०८
C-C दूरी	१.४२ Å	—
B-N दूरी	—	१.४४ Å

बोरन फ्लोराइड, BF_3 —यह कैल्सियम फ्लोराइड, सलफ्यूरिक एसिड और बोरन त्रिऑक्साइड के योग से बनता है—(उसी तरह जैसे बालू, फ्लोराइड और सलफ्यूरिक एसिड से SiF_4)—

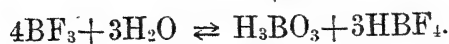


बोरन को फ्लोरीन में गरम करने पर भी यह बनता है। यह नीरंग धूमवान गैस है। पानी के साथ यह बड़ी उत्सुकता से संयुक्त होती है और हाइड्रोफ्लोबोरिक एसिड, HBF_4 , बनता है।



अथवा

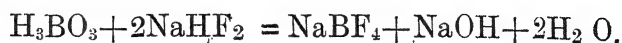
मेटा बोरिक
एसिड



ऑर्थोबोरिक
एसिड

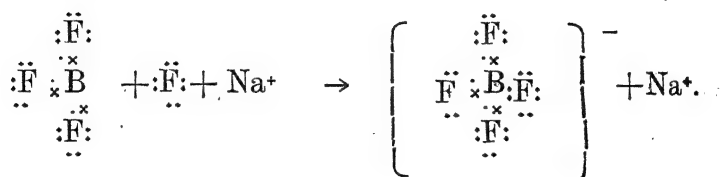
(यह प्रतिक्रिया SiF_4 और पानी की प्रतिक्रिया के समान है जिसमें हाइड्रोफ्लोसिलिसिक एसिड, और सिलिसिक एसिड बनते हैं)

हाइड्रोफ्लोबोरिक एसिड का सोडियम लवण, NaBF_4 , भी बनाया जा सकता है। यह सोडियम हाइड्रोजन फ्लोराइड और बोरिक एसिड से बनता है—



इन्हें सोडियम फ्लोराइड और बोरन फ्लोराइड का योगजात (additive) यौगिक मानना चाहिये।

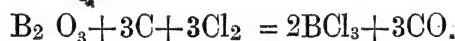
इनमें बोरन की संयोज्यता ५ नहीं, ४ ही है।



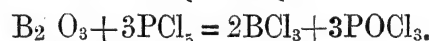
ये लवण विलयन में आयनित होने पर BF_4^- आयन देते हैं।

बोरन त्रिक्लोराइड, BCl_3 —बेरवा बोरन को गरम करके क्लोरीन के संसर्ग में लाया जाय तो यह यौगिक बनता है। यह नीरंग गैस है जिसका कथनांक 12.5° और द्रवणांक -106° है, और घनत्व 1.8 ।

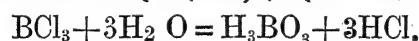
यह बोरन त्रिऑक्साइड, और कोयले के मिश्रण को गरम करके क्लोरीन द्वारा प्रतिकृत करके भी बनाया जा सकता है—



बोरन त्रिऑक्साइड और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड को बन्द नली में 150° तक गरम करके भी यह बनता है—

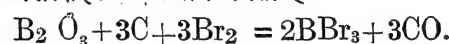


पानी के संसर्ग में यह उद्विच्छेदित होकर बोरिक एसिड देता है।



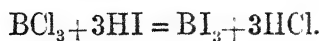
इसे द्रव अमोनिया में प्रवाहित करें तो -23° पर बोरन एमाइड, $\text{B}(\text{NH}_2)_3$, और 0° पर बोरन-इमाइड, $\text{B}_2(\text{NH})_3$ बनते हैं।

बोरन ब्रोमाइड, BBr_3 —यह बोरिक ऑक्साइड, ब्रोमीन और कार्बन के संसर्ग से क्लोराइड के समान बनता है—

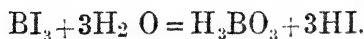


इस नीरंग गाढ़े द्रव का द्रवणांक -46° और कथनांक 60.1° ७४० mm. है।

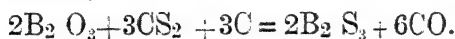
बोरन आयोडाइड, BI_3 —यह बोरन त्रिक्लोराइड और हाइड्रो-आयोडिक एसिड के योग से गरम नली में बनता है—



इसके सफेद पत्राकार रवे होते हैं जिनका क्वथनांक 210° और द्रवणांक 43° है। पानी के योग से इसका भी उदविच्छेदन हो जाता है।

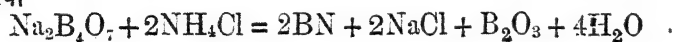
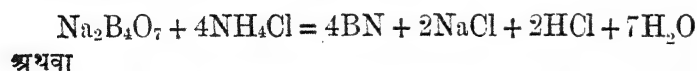


बोरन सलफाइड, B_2S_3 और B_2S_5 —गन्धक और अमणिभीय बोरन को श्वेत ताप पर गरम करने पर B_2S_3 बनता है। तप्त बोरन ऑक्साइड और कार्बन मिश्रण पर कार्बन द्विसलफाइड की वाष्पें प्रवाहित करके भी बनाया जा सकता है।



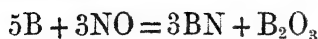
इसके श्वेत मणिम सुई के आकार के होते हैं, जिनका द्रवणांक 210° है। बोरन त्रिसलफाइड को गन्धक के साथ (कार्बन द्विसलफाइड में घोल कर) बोरन पंचसलफाइड प्राप्त होता है जो श्वेत मणिभीय पदार्थ है। इसका द्रवणांक 136° है।

बोरन नाइट्राइड, $B.N.$ —(१) जैसा पहले कहा जा चुका है, यह बोरन को नाइट्रोजन में श्वेत ताप पर गरम करने पर मिलता है। (२) दूसरी विधि इससे अच्छी यह है कि शुष्क अमोनियम क्लोराइड को पूर्णतः निर्जल सुहागे के साथ प्लैटिनम मूषा में रक्त तप्त किया जाय।

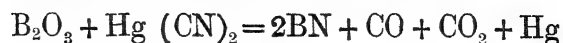
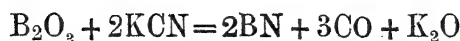


इस प्रतिक्रिया में बने सभी पदार्थ पानी या हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाते हैं, पर बोरन नाइट्राइड नहीं घुलता। इस प्रकार इसे दूसरों से अलग किया जा सकता है।

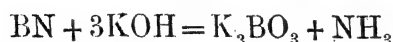
(३) बोरन जब नाइट्रिक ऑक्साइड में जलता है, तब भी बोरन नाइट्राइड बनता है।



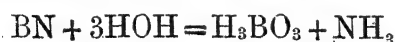
(४) जब बोरन त्रिऑक्साइड को पोटैशियम सायनाइड या मरक्यूरिक सायनाइड के साथ तपाते हैं, तब भी नाइट्राइड बनता है—



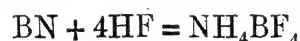
यह श्वेत चूर्ण है जो तपा कर गलाया नहीं जा सकता । इस पर खनिजाम्लों, क्षारों और क्लोरीन का रक्तताप पर भी कोई प्रभाव नहीं पड़ता । पोटैश के साथ गलाये जाने पर यह विभाजित हो जाता है—



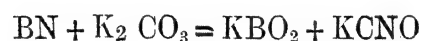
बोरन नाइट्राइड पर ठंडे या गरम पानी का असर नहीं होता, पर यदि भाप के प्रवाह में गरम करें तो अमोनिया निकलती है—



यह हाइड्रोफ्लोरिक एसिड में घुल कर अमोनियम बोरोफ्लोराइड देता है—



इसी प्रकार पोटैसियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर पोटैसियम सायनेट देगा—



ऐल्यूमीनियम, Al

[Aluminium]

हमारे देश में ऐल्यूमीनियम धातु का प्रचार तो इसी युग में हुआ है पर इसके यौगिक, फिटकरी, से तो परिचय बहुत पुराना है । फिटकरी पोटैसियम ऐल्यूमीनियम सल्फेट है । इसके मणिभ आक्साइड, लाल और नीलम, सदा से मूल्यवान समझे जाते रहे हैं । ऐल्यूमिना और चूने का अन्तर तो १८ वीं शताब्दी में ही स्पष्ट मालूम हो गया था, सन् १८२४ में ओरस्टेड (Oersted) ने और सन् १८२७ में वूह्लर (Wohler) ने सबसे पहले ऐल्यूमीनियम धातु तैयार की । सन् १८५४ में बुन्सन (Bunsen) और डेविल (Deville) ने गलित ऐल्यूमीनियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से शुद्ध धातु बनायी । सन् १८८६ से यह व्यापारिक मात्रा में विद्युत् विधि से तैयार की जाने लगी और तब से इसका व्यवसाय उत्तरोत्तर बढ़ता ही जा रहा है । इस युग की तैयार की गयी धातुओं में इसका उपयोग सब से अधिक है ।

तृतीय समूह के तत्त्व—बोरन, ऐल्यूमीनियम ४५७

अयस्क—भूमि पृष्ठ पर ऐल्यूमीनियम के यौगिक बहुत पाये जाते हैं। इन यौगिकों में सबसे अधिक मात्रा ऐल्यूमीनियम सिलिकेट की है जैसे फेल्सपार (felspar) में यह पोटैशियम और कैल्शियम सिलिकेटों के साथ पाया जाता है। इसके मुख्य अयस्क ये हैं—

क्रायोलाइट— $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ (cryolite)

बौक्साइट— $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (bauxite)

एलुनाइट— $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (alunite)

ल्यूसाइट— $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$ (leusite)

कोरंडम— Al_2O_3 (corundum)

वेवेल्लिट— $\text{AlPO}_4 \cdot 2\text{Al}(\text{OH})_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ (wavelite)

इन सब में बौक्साइट (bauxite) सब से अधिक उपयोग का है। अधिकतर इसी से धातु तैयार की जाती है। हमारे देश में कटनी (ज़िला जबलपुर), बेलगांव, कपड़ज (खैरा के निकट गुजरात में) और कुछ उड़ीसा की रियासतों में यह पाया जाता है।

बौक्साइट में Al_2O_3 (२०.२३%), पानी (२५.४%), और कुछ अंश टाइटेनिया (TiO_2), सिलिका (SiO_2) और फेरिक ऑक्साइड के भी होते हैं। इसका उपयोग फिटकरी बनाने में भी थोड़ा बहुत होता है। इससे घर्षक चूर्ण (abrasive) भी बनाये जाते हैं। इसका उपयोग अग्निजित अगलनीय पदार्थों के बनाने में भी होता है जिनसे भट्टियों पर अस्तर किया जाता है। सीमेंट में भी काम आता है।

बौक्साइट से ऐल्यूमीनियम उन्हीं देशों में तैयार किया जाता है जिनमें बिजली सस्ती है। हमारे देश में बौक्साइट है तो बहुत (सन् १९३७ में ६५५८ टन जबलपुर और खैरा की खानों से निकला) पर बिजली सस्ती न होने के कारण यह विदेश भेजा जाता रहा है।

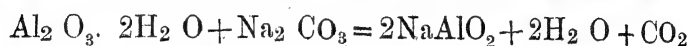
धातुकर्म—बौक्साइट से ऐल्यूमीनियम तैयार करने की विधि के तीन अंग हैं—

(१) बौक्साइट का शोधन—४ टन खनिज के लिये ८०० पौंड सोडियम कार्बोनेट, ६०० पौंड लूने का पत्थर और २३ टन कोयला चाहिये।

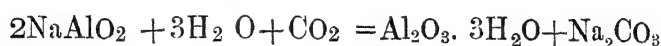
(२) शोधित बौक्साइट का निस्तापन—यह काम घूर्णक भट्टी में होता है, जिससे इसका सब पानी निकल जाय।

(३) पूर्णतः निर्जल किये गये बौक्साइट का विद्युत् विधि से अपचयन। यदि आवश्यकता हो तो इस प्रकार से प्राप्त धातु का फिर संशोधन कर लिया जाता है।

(१) बौक्साइट का शोधन—हॉल (Hall) की विधि—अयस्क को पहले सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाते हैं। ऐसा करने से सोडियम ऐल्यूमिनेट बनता है जो विलेय है। लोहे का ऑक्साइड और सिलिका रह जाते हैं—



गले हुये मिश्रण को पानी से खलभलाते हैं, फिर विलयन को छान लेते हैं। छाने विलयन में 55° पर कार्बन डाइऑक्साइड के प्रवाह से फिर ऐल्यूमिना अवक्षिप्त कर लेते हैं—



इस अवक्षेप को छान कर फिर सुखा लेते हैं।

बायर (Baeyer's) विधि—इसका प्रयोग जर्मनी में होता है। बौक्साइट को आँटोक्लेव में कास्टिक सोडा के साथ कुछ घंटे गरम करते हैं। ऐसा करने पर ऐल्यूमिना घुल जाता है, पर अन्य अशुद्धियों की तलछट रह जाती है।

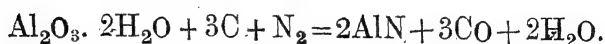


इसे छान लेते हैं। छाने विलयन में थोड़ा सा ताज़ा अवक्षेप किया ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड डाल कर खूब खलभलाते हैं। ऐसा करने पर ऐल्यूमिनेट का उदविच्छेदन हो जाता है।

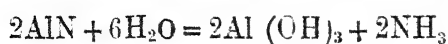


इसे छान लेने पर जो कास्टिक सोडा निस्पन्द में आ जाता है, उसका फिर उपयोग कर लेते हैं।

सरपेक (Scapeck's) विधि—जिस बौक्साइट में सिलिका बहुत हो, उसमें इसका उपयोग होता है। अयस्क को कोयले के मिश्रण के साथ नाइट्रोजन के प्रवाह में गरम करते हैं—



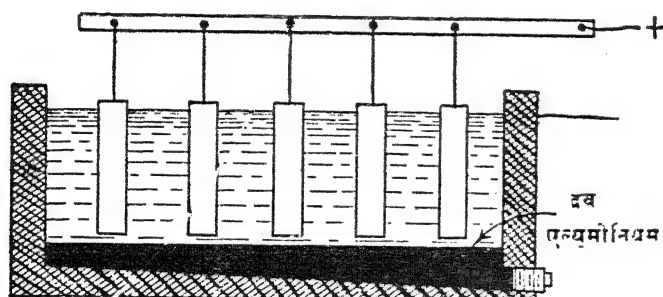
इस प्रकार जो ऐल्यूमीनियम नाइट्राइड बना उसका फिर उदविच्छेदन किया जाता है—



इस अवक्षेप को छान कर सुखा लिया जाता है।

इस प्रकार इन तीनों विधियों में से किसी का भी उपयोग करने पर शुद्ध ऐल्यूमिना ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) मिलता है।

(२) शुद्ध बौक्साइट का निस्तापन (Calcination)—ऐल्यूमीनियम धातु प्राप्त करने के लिये जल से रहित बौक्साइट की आवश्यकता है। ऊपर की विधि में ऐल्यूमिना बना उसमें पानी रहता है। इसको 1500° तापक्रम पर उसी प्रकार की घूर्णक भट्टी में, जैसी सोमेट बनाने में प्रयोग होती है, तपाते हैं। ऐसा करने पर इसका पानी सब निकल जाता है।



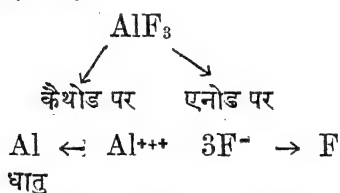
चित्र ६६—ऐल्यूमीनियम विद्युत् भट्ट

(३) निर्जल बौक्साइट का विद्युत विच्छेदन द्वारा अपचयन—बिलकुल सूखे निर्जल ऐल्यूमिना को गले हुये क्रायोलाइट में (सोडियम ऐल्यूमीनियम फ्लोराइड, AlF_3 , 3NaF या Na_3AlF_6 में) घोला जाता है। द्रावण भट्टी (smelting furnace) आयताकार खुले हौज ऐसी होती है जो इस्पात की चादर की बनी रहती है। यह १२ फुट \times ४ फुट \times २ १/२ फुट आकार की होती है। इसके अन्दर की तरफ अग्निजित ईंटों का अस्तर होता है, और अस्तर में ही १ फुट मोटी तह कार्बन मिश्रण की होती है। कार्बन अस्तर के पैदे में ही ढलवाँ लोहे के छड़ बिजली की धारा लाने के लिये लगे होते हैं। भट्टी में जो कार्बन का अस्तर है वह कैथोड (ऋणधारा) का काम करता है। एनाड भी पेट्रोलियम या शेलतेल को जलाने पर बने कार्बन के होते हैं।

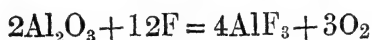
एल्यूमीना-क्रायोलाइट विघटन में ऐनोड डुबोये जाते हैं। बीच-बीच में आवश्यकता पड़ने पर क्रायोलाइट का चूरा और छोड़ते रहते हैं। सब ऐनोड एक डंडी में बंधे होते हैं, और सब ठीक स्थान पर स्थिर रखे जाते हैं। तापक्रम 1000° के निकट रखा जाता है।

प्रतिक्रिया में एल्यूमीना का ऑक्सीजन ऐनोड के कार्बन से संयुक्त हो जाता है और कार्बन एक्साइड और द्विऑक्साइड गैसों बनती है। एल्यूमीनियम धातु हौज में नीचे बैठ जाती है।

हम इस प्रतिक्रिया को इस प्रकार भी समझ सकते हैं—पहले क्रायोलाइट का विद्युत् विच्छेदन होता है—

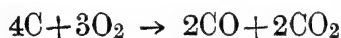


ऐनोड पर जो फ्लोरीन गैस निकली वह एल्यूमीना से प्रतिकृत हुई—



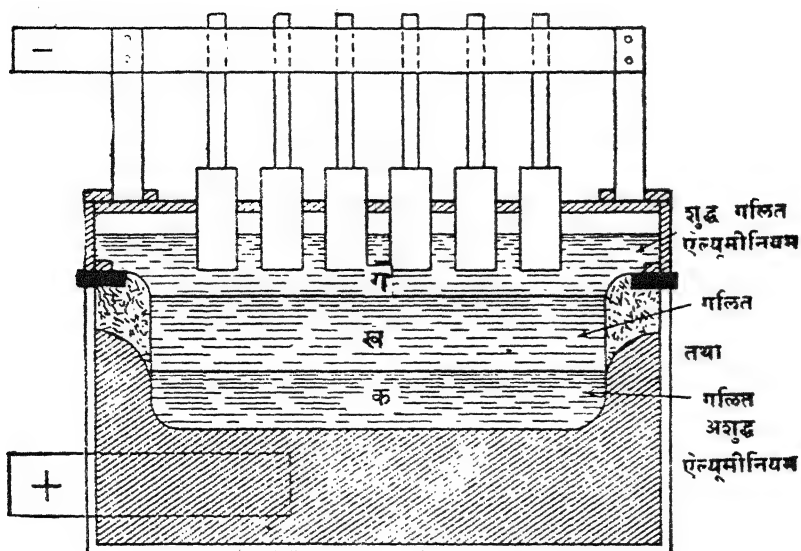
और एल्यूमीनियम फ्लोराइड फिर बना। इसका फिर विद्युत् विच्छेदन हुआ, और एल्यूमीनियम धातु बनी। यह क्रम चलता रहा।

जो ऑक्सीजन निकला वह ऐनोड के कार्बन के साथ संयुक्त हो गया—



एल्यूमीनियम धातु का संशोधन—संशोधक सेल में गले हुये ३ स्तर होते हैं। पहला स्तर सब से नीचे का एल्यूमीनियम तब की मिश्रधातु का होता है। यह ऐनोड हुआ। बीच के स्तर में क्रायोलाइट और बेरियम फ्लोराइड गला हुआ होता है। सब से ऊपर का स्तर पिघली अशुद्ध एल्यूमीनियम धातु का (जिसका शोधन करना है) होता है। यह कैथोड हुआ। विद्युत् विच्छेदन करने पर कैथोड का एल्यूमीनियम तो विलयन में चला जाता है और उतना ही शुद्ध एल्यूमीनियम ऐनोड पर जमा हो जाता है।

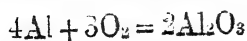
धातु के गुण—एल्यूमीनियम श्वेत धातु है। ऊपर से खुरचने पर भीतर उसमें अच्छी चमक दिखायी देती है। पर थोड़ी देर में इस पर ऑक्साइड की फ़िर तह जम जाती है, और यह मैली दिखायी पड़ने लगती है।



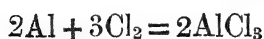
चित्र ७०—ऐल्यूमीनियम संशोधन

यह धातु काम में आने वाली अन्य धातुओं की अपेक्षा अधिक हलकी है और इसलिये हलकी मशीनों के पुर्जे बनाने में इसका उपयोग होता है। मोटर गाड़ियों और हवाई जहाजों के विशेष काम की है। यह ताप और बिजली की अच्छी चालक है। ऑक्साइड की तह जम जाने के कारण यह सोल्डर के काम की नहीं है। इसके व्यवहार में हमेशा ऑक्सीजन की धौंकनी या विद्युत् चाप का प्रयोग करते हैं।

स्वच्छ चमकता ऐल्यूमीनियम हवा में रख छोड़ने पर आरंभ में तो बहुत शीघ्र उपचित या ऑक्सीकृत होता है, पर जब इस पर ऑक्साइड की महीन सी तह जमा हो जाती है, तो फिर उपचयन या ऑक्सिकरण रुक जाता है। इस कारण हवा या ऑक्सीजन का प्रभाव ऐल्यूमीनियम पर कम ही होता है। ऐल्यूमीनियम का महीन चूरा (या रज) हवा में गरम करने पर जल उठता है और ऑक्साइड बनते समय बहुत गरमी पैदा होती है, और तेज रोशनी भी निकलती है।



क्लोरीन के वातावरण में गरम किये जाने पर ऐल्यूमीनियम क्लोराइड और ब्रोमीन के योग से उसी प्रकार ऐल्यूमीनियम ब्रोमाइड बनता है—

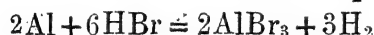
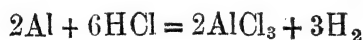


ऐल्यूमीनियम पर पानी का प्रभाव तभी पड़ सकता है जब इसके ऊपर से ऑक्साइड की तह को दूर करने का कोई प्रबन्ध हो। अगर इस धातु की चादर या छड़ को ऊपर से खुरच डाला जाय और फिर इस पर पारा या मरक्यूरिक नाइट्रेट घोटा जाय, तो इस प्रकार जो ऐल्यूमीनियम संरस बनता है, वह ठंडे तापक्रम पर ही पानी का विच्छेदन कर देता है—



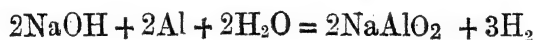
ऐल्यूमीनियम के बर्तनों में पानी देर तक उबालते समय जो सफेद परत सा या मैल सा आता है वह भी ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड है।

ऐल्यूमीनियम पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड, और दूसरे हैलोजन एसिडों की प्रतिक्रिया शीघ्र होती है और हाइड्रोजन निकलता है—

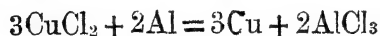


पर नाइट्रिक एसिड और सल्फ्यूरिक एसिड का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता। सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर कुछ प्रभाव अवश्य होता है, और गन्धक द्विऑक्साइड निकलता है।

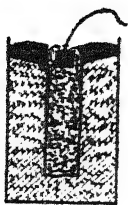
ऐल्यूमीनियम पर क्षारीय विलयनों का शीघ्र प्रभाव पड़ता है और ऐल्यूमिनेट बनता है, एवं हाइड्रोजन मुक्त होता है—



बहुत सी धातुओं के लवणों के विलयन में ऐल्यूमीनियम धातु डालने पर वे धातुएँ मुक्त हो जाती हैं और ऐल्यूमीनियम विलयन में चला जाता है—

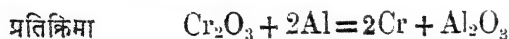


गोल्डस्मिट (Goldschmidt) की ऐल्यूमिनो-तापन विधि, (thermit process)—ऊँचे तापक्रम पर ऐल्यूमीनियम ऑक्सीजन से युक्त यौगिक से उग्र प्रतिक्रिया करता है। इस आधार पर तापन विधि द्वारा अनेक धातुएँ तैयार की जाने लगी हैं। मान लो कि हमें क्रोमियम तैयार



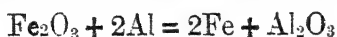
करना है। क्रोमियम ऑक्साइड और ऐल्यूमीनियम के चूरे के मिश्रण को अग्निजित पदार्थ की मूषा में रखते हैं। मिश्रण में मेगनीशियम के फीते का एक सिरा दाब देते हैं। मेगनीशियम के फीते में आग लगाने पर मिश्रण के चूरे में भी आग लग जाती है और बहुत ज़ोरों की प्रतिक्रिया होती है। इतनी गरमी निकलती है कि मिश्रण

चित्र ७१—तापन सफेद धधकने लगता है।



जो क्रोमियम धातु बनती है, वह मूषा की पेंदी पर बैठ जाती है। ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड की कठोर तह टंडा होने पर ऊपर जम जाती है।

फेरिक ऑक्साइड से लोहा भी इसी प्रकार बना सकते हैं—



मैगनीज़, टंगस्टन आदि धातुओं को तैयार करने में गोल्डस्मिट की यह “ऐल्यूमिनो-तापन” (aluminothermit) विधि बड़ी सफल हुई है।

ऐल्यूमीनियम चूर्ण, लोहे के ऑक्साइड, और इस्पात के चूरे के मिश्रण का नाम “थर्मिट” है। यदि इसे उपर्युक्त विधि द्वारा दागा जाय तो २५००° तापक्रम पैदा होता है, और इस्पात-द्रव मिलता है। इसका उपयोग जोड़ाई में अर्थात् सुलभता करने में होता है।

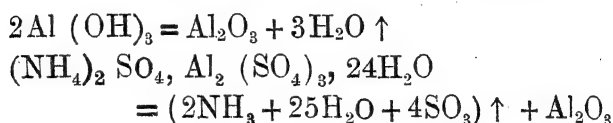
मिश्रधातु—ऐल्यूमीनियम ब्रॉज़ (काँसा) एक प्रसिद्ध मिश्रधातु है जिसमें ३-१० प्रतिशत ऐल्यूमीनियम, और शेष ताँबा होता है। यह बहुत मजबूत होती है। समुद्र के पानी का इस पर असर नहीं होता, अतः इसका उपयोग जहाजों में होता है।

ऐल्यूमीनियम टाँका या फ़ाल (सोल्डर)—यह २-२५% ऐल्यूमीनियम, ०.७५ प्रतिशत फॉस्फोर टिन, १७% जस्ता, और ८०% टिन के योग से बनता है। यदि टाँका देकर ऐल्यूमीनियम में जुड़ाई करनी हो तो धातु के दोनों टुकड़ों को ६००° तक गरम करो, और उन पर यह ऐल्यूमीनियम टाँके का मिश्रण लगाओ, और फिर दोनों टुकड़ों को ज़ोर से दबा दो।

ऐल्यूमिना, या ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड, Al_2O_3 —ऐल्यूमीनियम का यही एक ऑक्साइड निश्चय पूर्वक प्राप्त हो सका है। कोरंडम इसी का शुद्ध नीरंग मणिम है। नीलम, लाल, टोपाज़ आदि मणिम इसके रंगीन रूप हैं,

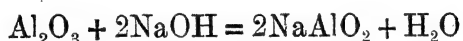
और मूल्यवान समझे जाते हैं। इसका एक अशुद्ध रूप एमरी (emery) नाम से विख्यात है जिसका चूर्ण घर्षक के रूप में प्रयुक्त होता है।

बौक्साइट आदि अयस्कों में यह ऑक्साइड जल के अणुओं से संयुक्त मिलता है। ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप को तपा कर अथवा अमोनियम फिटकरी को गरम करके भी यह बनाया जा सकता है—



ऐल्यूमिना को ऑक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला में गलाया जा सकता है, ठंडा होने पर इसमें से छोटे मणिभ पृथक् होते हैं जो कोरंडम ही हैं। यदि इन्हें आयरन, क्रोमियम या कोबल्ट ऑक्साइड के सूक्ष्मशों द्वारा रंग दिया जाय तो ये नीलम और लाल बन जायेंगे। (२.५% Cr_2O_3 से लाल, और १.५% Fe_2O_3 + ०.५% TiO_2 से कृत्रिम नीलम बनते हैं)।

ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड बड़ा ही स्थायी पदार्थ है। एक बार जोरों से तपा देने पर यह बड़ी कठिनता से ही हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुलता है। पर कास्टिक क्षारों के साथ आसानी से गल कर विलेय ऐल्यूमिनेट देता है—



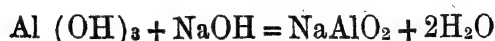
ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप को गरम करने पर जो ऐल्यूमिना मिलता है उसमें पानी की अनिश्रित मात्रा रहती है— $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$

ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Al}(\text{OH})_3$ या $\text{AlO}(\text{OH})$ अथवा हाइड्रस ऐल्यूमीनियम ऑक्साइड-ऐल्यूमीनियम लवण के विलयन में यदि अमोनिया का विलयन छोड़ा जाय तो हलका श्लेष (जिलेटिनस) अवक्षेप आता है जो संभवतः हाइड्रॉक्साइड का है—



ताज़ा अवक्षेप तो अम्लों में आसानी से घुल जाता है, पर पुराना पड़ने पर इसकी विलेयता कम हो जाती है।

यह कास्टिक सोडा विलयन में तो घुलता है पर अमोनिया विलयन में नहीं; घुलने पर ऐल्यूमिनेट बनता है—

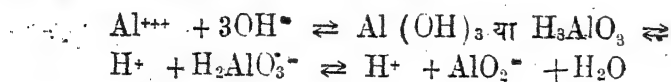


ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप में बहुत से रंग और श्लैप (कोलायडिय) पदार्थ अधिशोषित (adsorb) हो जाते हैं। इसलिये फिटकरी और ऐल्यूमीनियम के अन्य लवणों का उपयोग वर्णबन्धकों (mordants) की तरह किया जाता है। कपड़े को पहले ऐल्यूमीनियम लवण जैसे ऐसीटेट के हलके विलयन में तर करो, और फिर इसे अमोनिया के गरम विलयन में रखो। कपड़े के सूत पर ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड अवक्षिप्त हो जायगा। अब इस कपड़े को किसी रंग में (जैसे मजीठ के विलयन में) डुबोयें तो कपड़े पर रंग पक्का चढ़ेगा। वर्णबन्धकों के अभाव में बहुधा रंग कच्चे रह जाते हैं जो धोने पर छूट जाते हैं।

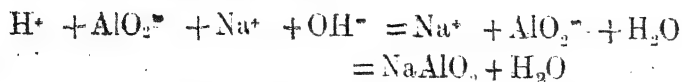
ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड की सहायता से जल-अभेद्य कपड़ा भी तैयार किया जाता है। कपड़े को पहले ऐल्यूमीनियम ऐसीटेट के विलयन में रखते हैं, और फिर इसे भार में रखते हैं। ऐसा करने से ऐल्यूमीनियम लवण का उदविच्छेदन हो जाता है, और ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड कपड़े के छिद्रों में भर जाता है। इस प्रकार तैयार कपड़े का उपयोग बरसाती के रूप में करते हैं।

ऐल्यूमीनियम परीक्साइड, Al_2O_3 —ऐल्यूमिना के अवक्षेप को ३०% कास्टिक पोटाश के विलयन में घोलो, फिर इसमें ३०% H_2O_2 का विलयन आधिक्य में डालो। ऐसा करने पर जो ऐल्यूमिना का अवक्षेप आता है, उसमें थोड़ा सा ऐल्यूमीनियम परीक्साइड भी होता है।

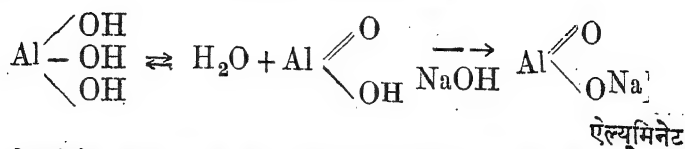
ऐल्यूमिनेट—यह कहा जा चुका है कि ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप कास्टिक क्षारों के विलयन में भी घुलता है, और ऐल्यूमिनेट बनते हैं। इसको इस प्रकार समझना चाहिये।



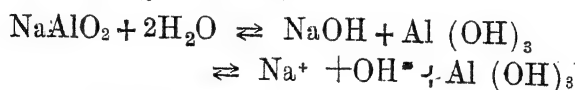
इस प्रकार कास्टिक सोडा के साथ—



सोडियम ऐल्यूमिनेट बनता है। यह Na_3AlO_3 रूप में (जैसे सोडियम ज़िंकेट, Na_2ZnO_3 होता है) नहीं पाया जाता।

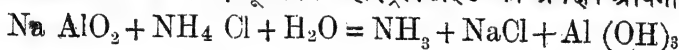


ऐल्युमिनेट को इसलिये मेटा-ऐल्युमिनेट कहना चाहिये। ये ऐल्युमिनेट उदविच्छेदित होकर ऐल्युमीनियम हाइड्रॉक्साइड देते हैं—



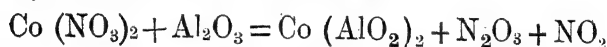
इस प्रकार उन्हें ऐसिडों से अनुमापित (titrate) किया जा सकता है।

सोडियम ऐल्युमिनेट के विलयन को यदि अमोनियम क्लोराइड के साथ गरम किया जाय तो भी ऐल्युमीनियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आवेगा—



इन प्रतिक्रियाओं का उपयोग प्रयोग रसायन में करते हैं।

अन्य तत्त्वों के भी ऐल्युमिनेट तैयार किये जा सकते हैं। ऐल्युमिना को कोबल्ट नाइट्रेट के साथ तपाने पर कोबल्ट ऐल्युमिनेट बनता है जिसे थेनार्ड ब्लू (Thénard's blue) कहते हैं।

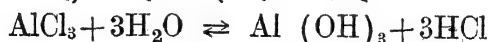


प्रकृति में अनेक खनिज ऐल्युमिनेटों के रूप में मिलते हैं। जैसे स्पाइनल, $\text{Mg}(\text{AlO}_2)_2$ —मेगनीशियम ऐल्युमिनेट।

ऐल्युमीनियम आयन के सामान्य गुण—ऐल्युमीनियम लवण पानी में घुल कर ऐल्युमीनियम आयन देते हैं जिसकी संयोज्यता ३ है—

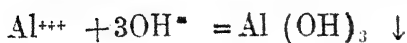


हलके विलयनों में, और ऐसिड के अभाव में ये लवण उदविच्छेदित भी हो जाया करते हैं और ऐल्युमीनियम हाइड्रॉक्साइड का या तो श्लैष विलयन मिलता है, या यह अवक्षिप्त हो जाता है—



यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है। यदि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड भी साथ में अधिक पड़ा हो तो लवण का उदविच्छेदन नहीं होता।

सभी ऐल्युमीनियम लवण अमोनिया के साथ हाइड्रॉक्साइड का सफेद श्लैष (जिलेटिनीय) अवक्षेप देते हैं—



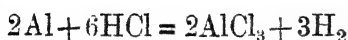
ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड का विलेयता गुणफल $[\text{Al}][\text{OH}]^3 = 3.7 \times 10^{-14}$ हैं। अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति में भी अमोनिया से यह अवक्षेप आ जाता है। जैसा कहा जा चुका है, यह अवक्षेप कार्बिक सोडा के आधिक्य में विलेय है, और विलयन में यदि बहुत सा अमोनियम क्लोराइड डाल कर फिर गरम किया जाय, तो अवक्षेप आ जाता है।

ऐल्यूमीनियम क्लोराइड, AlCl_3 —ऐल्यूमीनियम हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप को यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोला जाय, और विलयन को सुखाया जाय तो ऐल्यूमीनियम क्लोराइड मिलेगा—

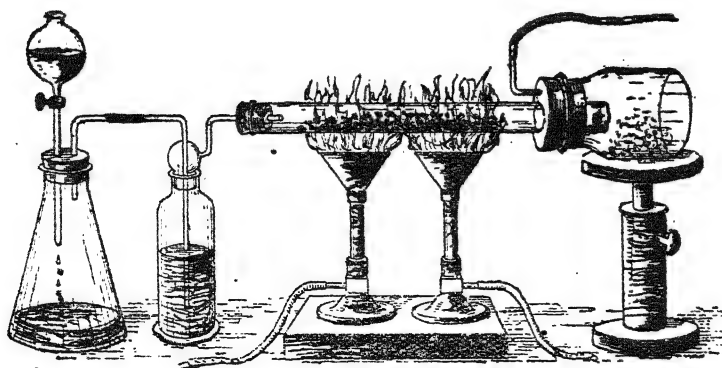
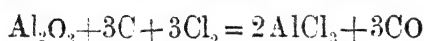


पर यह ऐल्यूमीनियम क्लोराइड सजल है। इसमें से पानी दूर करना कठिन होता है।

निर्जल ऐल्यूमीनियम क्लोराइड बनाना हो तो ऐल्यूमीनियम धातु के चूर्ण को हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस के प्रवाह में गरम करना चाहिये।



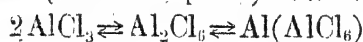
पर इससे भी अच्छी विधि यह है कि ऐल्यूमिना, Al_2O_3 , और कार्बन के मिश्रण को क्लोरीन के प्रवाह में गरम किया जाय।



चित्र ७२—निर्जल ऐल्यूमीनियम क्लोराइड बनाना

२०००° के नीचे ऐल्यूमीना न तो अकेले कार्बन से विभाजित होता है, और न क्लोरिन से, पर दोनों के साथ प्रयोग से यह प्रतिक्रिया होती है।

निर्जल लवण सफेद ठोस पदार्थ है जिसका २००° के नीचे ऊर्ध्वपातन होता है। कम तापक्रमों पर वाष्प घनत्व यदि निकाला जाय तो उसके आधार पर ऐल्यूमीनियम क्लोराइड का अणु Al_2Cl_6 ठहरता है। इसे या तो स्वयं-संकीर्ण यौगिक (auto-complex) माना जा सकता है—

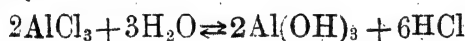


या निम्न प्रकार चित्रित कर सकते हैं—



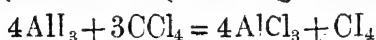
ऊँचे तापक्रमों पर और कार्बनिक विलायकों में इसका सूत्र $AlCl_3$ ही है। यह नाइट्रोबेंज़ीन के साथ एक यौगिक बनाता है जो कार्बन ट्रिसलफाइड में विलेय है। इसका सूत्र विलयन में $Al_2Cl_6 \cdot C_6H_5NO_2$ है।

निर्जल लवण और हाइड्रेट दोनों ही बहुत जलमाही हैं। हवा में खुले छोड़ने पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड का धूम निकलता है, यह हवा की आर्द्रता से उत्पन्न हुआ है—

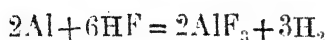


ऐल्यूमीनियम ब्रोमाइड, $AlBr_3$ और आयोडाइड, AlI_3 —ये ऐल्यूमीनियम और ब्रोमीन अथवा ऐल्यूमीनियम और आयोडीन के योग से बनते हैं। ब्रोमाइड के वाष्प घनत्व और कार्बन ट्रिसलफाइड में विलयन के अनुसार इसका सूत्र Al_2Br_6 है पर नाइट्रोबेंज़ीन के विलयन में सूत्र $AlBr_3$ है। ब्रोमाइड का द्रवणांक ९३° और कथनांक २६३° है।

ऐल्यूमीनियम आयोडाइड के वाष्पघनत्व और विलयन के अनुसार इसका सूत्र Al_2I_6 है। इसका एक हाइड्रेट $AlI_3 \cdot 6H_2O$ है। कार्बन चतुः क्लोराइड के योग से यह कार्बन चतुः आयोडाइड, CI_4 , देता है—

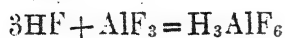


ऐल्यूमीनियम फ्लोराइड, AlF_3 —प्रकृति में जो क्रायोलाइट मिलता है वह सोडियम ऐल्यूमिनी-फ्लोराइड, Na_3AlF_6 अथवा $3NaF \cdot AlF_3$ है। ऐल्यूमीनियम को हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के आधिक्य में बोलने पर ऐल्यूमीनियम फ्लोराइड बनता है—



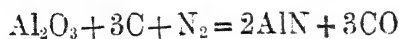
यह कम वाष्पशील है, फिर भी पानी में बहुत कम घुलता है। यह अति-संतुल्य विलयन भी आसानी से बनाता है। कहा जाता है कि इसका हाइड्रेट, $2\text{AlF}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, दो प्रकार का होता है—एक विलेय और दूसरा अविलेय।

ऐल्यूमीनियम फ्लोराइड हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के आधिक्य में घुल कर हाइड्रोफ्लो ऐल्यूमिनिक एसिड, H_3AlF_6 , बनाता है।

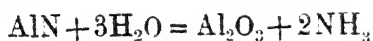


क्रायोलाइट इसी का सोडियम लवण, Na_3AlF_6 , है।

ऐल्यूमीनियम नाइट्राइड, AlN — 380° पर ऐल्यूमीनियम नाइट्रोजन से संयुक्त होकर नाइट्राइड देता है। इसके या तो छोटे पीले रंगे होते हैं या यह धूसर रंग का चूर्ण होता है। नाइट्रोजन के प्रवाह में बौक्साइट और कोयले के मिश्रण को 1500° तक गरम करके भी बनाया जा सकता है—

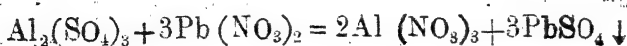


कार्बन की नली में 2020° तक गरम करने पर यह नाइट्राइड नीरंग धस्तलीय सुई के आकार के रंगे देता है। गरम हलके चार के विलयन के साथ यह विभाजित होकर अमोनिया देता है—



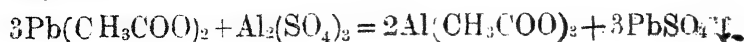
सरपेक (Serpek) विधिमें इसी प्रकार वायु के नाइट्रोजन का निग्रहण (fixation) किया जाता था।

ऐल्यूमीनियम नाइट्रेट, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ —यह ऐल्यूमीनियम हाइड्रोक्साइड को नाइट्रिक एसिड में घोल कर अथवा लेड नाइट्रेट और ऐल्यूमीनियम सल्फेट के योग से बनता है।



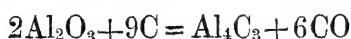
लेड सल्फेट के अवक्षेप को छान कर अलग कर देते हैं। ऐल्यूमीनियम नाइट्रेट का विलयन वर्ण बन्धकों के रूप में होता है।

ऐल्यूमीनियम ऐसीटेट, $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ —यह लेड ऐसीटेट और ऐल्यूमीनियम सल्फेट के योग से बनता है—

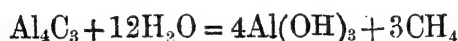


छान कर लेड सल्फेट को अलग कर देते हैं, और विलयन को सुखा कर ऐल्यूमीनियम ऐसीटेट प्राप्त करते हैं।

ऐल्यूमीनियम कार्बाइड, Al_4C_3 —ऐल्यूमिना और कार्बन को विद्युत् भट्टी में बहुत ही ऊँचे तापक्रम पर गरम करने पर यह बनता है—

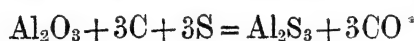


यह पीला चूर्ण है। पानी के साथ विभाजित होकर मेथेन देता है।

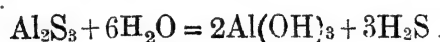


ऐल्यूमीनियम कार्बोनेट नहीं पाया जाता।

ऐल्यूमीनियम सल्फाइड, Al_2S_3 —यह ऐल्यूमीनियम और गन्धक के योग से बनता है। ऐल्यूमिना और कोयले के मिश्रण को गरम करके उस पर गन्धक की वाष्प प्रवाहित करके भी बनाया जा सकता है—

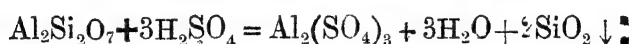


पानी के योग से यह तत्काल हाइड्रोजन सल्फाइड देता है—



यह अमोनियम सल्फाइड और ऐल्यूमीनियम लवणों के योग से नहीं बनता।

ऐल्यूमीनियम सल्फेट, $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ —यह बौक्साइट पर सल्फ्यूरिक एसिड के योग से अथवा चीनी मिट्टी या केओलिन (ऐल्यूमीनियम सिलिकेट) पर सल्फ्यूरिक एसिड के योग से बनता है—



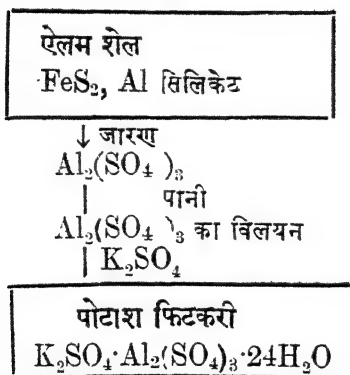
प्रतिक्रिया पूरी होने पर विलयन को छान लेते हैं। विलयन को सुखाने पर जो मणिभ बनते हैं उनमें १८ अणु पानी होता है। पानी में फिर घोल कर ऐलकोहल डाल कर यह सल्फेट शुद्ध रूप में मिल सकता है। बौक्साइट में यदि लोहा हो तो यह भी साथ में चला आता है। इसे आरंभ में ही अपचित कर लेना चाहिये (हाइड्रोजन सल्फाइड से)। अब यदि ऐल्यूमीनियम सल्फेट का मणिभीकरण किया जाय तो केवल इसी के मणिभ आवेंगे।

ऐल्यूमीनियम और आयरन सल्फेट के अशुद्ध मिश्रण को “ऐल्यूमिनो-फेरिक” कहते हैं। इसका उपयोग गन्दे नालों के पानी को साफ करने में किया जाता है।

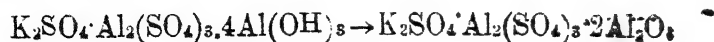
तृतीय समूह के तत्व—बोरन, ऐल्यूमीनियम ४७१

यदि ऐल्यूमीनियम सल्फेट के विलयन में ऐल्यूमीनियम हाइड्रोक्साइड का ताज़ा अवक्षेप धोला जाय तो भास्मिक ऐल्यूमीनियम सल्फेट मिलता है— $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

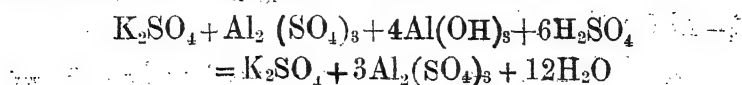
फिटकरियां (Alum)—हमारी साधारण फिटकरी तो पोटाश फिटकरी है—पोटैसियम ऐल्यूमीनियम सल्फेट, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ । पर ऐलम नाम सबसे पहले अमोनियम सल्फेट और ऐल्यूमीनियम सल्फेट के द्विगुण लवण— $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$, को दिया गया था। यह ऐलम शेल (alum shale) से तैयार किया गया था। ऐलम शेल लोहमाक्षिक, FeS_2 और ऐल्यूमीनियम सिलिकेट के योग से बना हुआ पदार्थ है। यह जारण (roast) किये जाने पर ऐल्यूमीनियम सल्फेट में परिणत हो जाता है। जारित शेल को पानी के साथ खलभलाते हैं, और जो विलयन बनता है उसे उबालते हैं। इसमें फिर अमोनियम सल्फेट या पोटैसियम सल्फेट डाल कर मणिभ जाते जाते हैं। ऐसा करने पर अमोनियम फिटकरी या पोटाश फिटकरी के मणिभ मिल जाते हैं—



पोटाश फिटकरी ऐलुनाइट, (alunite) या ऐलम पत्थर, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 4\text{Al}(\text{OH})_3$ से भी बनायी जाती है। ईंधन जला कर इसका जारण करते हैं, फिर हवा में खुला छोड़ देते हैं, फिर पानी के साथ खलभलाते हैं। विलयन को छान कर उड़ाते हैं। इस प्रकार जो मणिभ बनते हैं वे पोटाश फिटकरी के हैं। इस विधि में थोड़ा सा ऐल्यूमीनियम तपने पर अविलेय ऐल्यूमिना हो जाता है।



पर यदि ऐलुनाइट को जारण से पूर्व सल्फ्यूरिक एसिड के साथ निस्तृत किया जाय तो सब ऐल्यूमीनियम का सल्फेट बन जाता है—



अब कुछ पोटेसियम सल्फेट ऊपर से और मिला कर मणिभीकरण कर लिया जाता है। पूरे ऐल्यूमीनियम की इस प्रकार फिटकरी बन जाती है।

आजकल तो अधिकांश फिटकरी बौक्साइट से प्राप्त ऐल्यूमीनियम सल्फेट से तैयार की जाती है।

फिटकरी के अष्टफलकीय नीरंग मणिभ होते हैं। ये मणिभ बहुत बड़े भी बनाये जा सकते हैं। ये न तो जलग्राही हैं और न पुष्पण ही प्रकट करते हैं। इनमें कटु तीक्ष्ण मिठास होती है। यह ठंडे पानी में तो अधिक नहीं, पर गरम पानी में बहुत घुलते हैं—

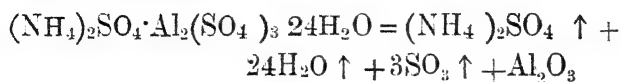
तापक्रम	०°	२०°	४०°	६०°	८०°	१००°
१०० ग्राम पानी में	३.६	१५.१	३०.६	६६.६	१३४.५	३५७.५
विलेयता						

६२.५° तक गरम करने पर फिटकरी स्वयं अपने पानी में घुल जाती है, और अधिक गरम करके इसका फूला बनाया जाता है, जिसका प्रयोग आँख उठने पर किया जाता है। फिटकरी का प्रयोग वर्णबन्धकों (mordant) में किया जाता है। कटे हुए स्थान पर से खून का प्रवाह रोकने में यह सहायता देती है क्योंकि रुधिर का स्कन्धन हो जाता है।

भारतवर्ष में कालाबाग में फिटकरी विशेष बनायी जाती है। नमक के पहाड़, साल्टरेंज, में ऐलम शेल पायी जाती है। बंगाल केमिकल्स, कलकत्ता भी फिटकरी बनाता है। इस कारखाने में मध्यप्रान्त के बौक्साइट का प्रयोग होता है।

सोडा फिटकरी, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ —यह बोटाश फिटकरी के समान है। पर पानी में उससे भी अधिक विलेय है, ४५° पर सोडियम सल्फेट का संतृप्त विलयन बनाओ, और हिसाब लगा कर उचित मात्रा ऐल्यूमीनियम सल्फेट की मिलाओ। पानी कम ही छोड़ो, गरम करके फिर ठंडा करो। यह फिटकरी भी लगभग उन्हीं कामों में प्रयुक्त होती है जिनमें बोटाश फिटकरी।

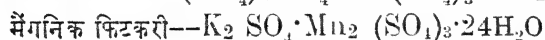
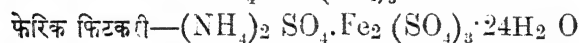
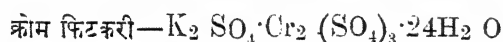
अमोनियम फिटकरी, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$ —
जैसा ऊपर कहा जा चुका है, यह अमोनियम सल्फेट और ऐल्यूमीनियम
सल्फेट के योग से बनती है। इसके गरम करने पर शुद्ध ऐल्यूमिना बच रहता
है क्योंकि शेष सब पदार्थ वाष्पशील हैं—



रजत फिटकरी— $\text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot \text{Ag}_2 \text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$ —यह सिल्वर
सल्फेट और ऐल्यूमीनियम सल्फेट के योग से बनती है।

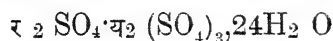
रूबीडियम फिटकरी— $\text{Rb}_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$, और
सीज़ियम फिटकरी, $\text{Cs}_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$ —ये दोनों सापे-
क्षतः कम विलेय हैं। सल्फेटों के परस्पर योग से बनती हैं। रूबीडियम
फिटकरी १.८१% विलेय है और सीज़ियम फिटकरी ०.४६% (१०० ग्राम
पानी में)।

विना ऐल्यूमीनियम वाली फिटकरियाँ—रसायन में फिटकरी या ऐलम
(alum) शब्द अब बड़ा व्यापक हो गया है। किन्हीं भी दो सल्फेटों के
द्विगुण लवणों को जिसके अणु में पानी के २४ अणु हों, फिटकरी कहते हैं।



इन सब फिटकरियों में ऐल्यूमीनियम नहीं है। परस्पर उचित सल्फेटों के
योग से ये बनती हैं। फेरस अमोनियम सल्फेट, $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2 \text{O}$, मोर लवण (Mohr's salt), को फिटकरी नहीं कहते क्योंकि
इसमें ६ ही अणु पानी हैं।

फिटकरियों का सामान्य सूत्र अतः यह है—



इसमें R की संयोज्यता एक है जैसे Na, K, Rb, Cs, NH_4 , Tl
(अस), हाइड्रोजेनसलेमिन मूल आदि।

Y की संयोज्यता ३ होनी चाहिये जैसे Al, Fe (इक), Cr (इक),
Mn (इक), In (इक), Tl (इक), Co (इक) आदि।

जैसे सल्फेटों की फिटकरियाँ होती हैं, वैसे ही सेलेनेटों की भी फिटकरियाँ होती हैं। सब फिटकरियों के मणिभ आकार एक से ही होते हैं, और सब अनुपातों में वे मिश्रित मणिभ देती हैं।

ऐल्यूमीनियम सिलिकेट—अनेक खनिजों में ऐल्यूमीनियम तत्त्व सिलिकेटों के रूप में पाया जाता है जैसे ऑर्थोक्लेज (orthoclase) या फेल्स-पार (felspar) जो पोटैसियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट, $KAlSi_3O_8$ अथवा $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ है, मस्कोवाइट, माइका (mica) अर्थात् अभ्रक भी पोटैसियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट और लोहा या मैगनीशियम सिलिकेट के मिश्रण का यौगिक होता है। केओलिन मिट्टी $H_2Al_2Si_2O_8 \cdot H_2O$ है। टोपाज (topaz), $Al_2SiO_4F_2$ और नोबेल गार्नेट (nobel garnet) $(MgFe)_3Al_2Si_3O_{12}$ है। ज़िओलाइट या परम्यूटाइट (permutite) जिसका उल्लेख पानी के शोधन में किया जा चुका है, $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 6H_2O$ है।

अभ्रक या मस्कोवाइट (Muscovite)—गत चालीस वर्षों से भारत-वर्ष में अभ्रक का व्यापार बहुत बढ़ गया है। यहाँ से यह यूरोप और अमरीका भेजा जाता है। अभ्रक के पत्र स्टोव, भट्टियों की खिड़कियों, और बिजली के अनेक सामानों में काम आने लगे हैं। भारतवर्ष में अभ्रक की मुख्य खानें हजारीबाग (बिहार) और नेलोर (मद्रास) में हैं, ट्रावनकोर, मैसूर और अजमेर में भी यह पाया जाता है। सन् १९३२ में भारतवर्ष में ३२७१३ इंडरवेट अभ्रक निकला जिसमें से आधे के लगभग हजारीबाग का ही था। अभ्रक में ४६% SiO_2 , ३७% Al_2O_3 , ९% K_2O और शेष Fe_2O_3 , FeO , MgO , CaO , आदि के सूक्ष्म अंश होते हैं।

लाजावर्त्त, लाज़वर्द या लेपिस लेज़ुली (Lapis lazuli)—यह एक दुष्प्राप्य खनिज है जिसका रंग सुन्दर नीला होता है। यह वैसे तो सोडियम ऐल्यूमीनियम सिलिकेट है जिसमें कुछ गन्धक भी युक्त रहता है। बदख़शां का लाज़वर्द हमारे देश में विख्यात है। बर्मा के लाल पाने के केन्द्र मोगोक में भी नीले रंग से लेकर बैंगनी रंग तक के लाज़वर्द पाये गये हैं।

कृत्रिम लाजावर्त्त या अल्ट्रामेरीन (Ultramarine)—अनेक रंगों के लाज़वर्द कृत्रिम विधि से बनाये जाने लगे हैं। इनका उपयोग वर्णकों के रूप में होता है। यह बहुधा चीनी मिट्टी, सोडियम सल्फेट, सोडा, कार्बन

और गन्धक के मिश्रण को रक्ततम करके बनाये जाते हैं। प्रतिक्रिया में सबसे पहले सफेद लाजावर्त्त बनता है जो $\text{Na}_4\text{Al}_3\text{Si}_3\text{S}_2 \text{O}_{12}$ है। हवा में यह फिर हरा लाजावर्त्त हो जाता है जो $\text{Na}_3\text{Al}_3\text{Si}_3\text{S}_2 \text{O}_{12}$ है। कुछ और गन्धक मिला कर अधिक हवा में गरम करने पर यह नीले रंग का लाजावर्त्त $\text{Na}_4\text{Al}_3\text{Si}_3\text{S}_2 \text{O}_{12}$ बन जाता है। इस नीले लाजावर्त्त को यदि शुष्क क्लोरीन में गरम करें तो यह बैजनी रंग का पड़ जाता है। इन सबका उपयोग पेंटों में करते हैं। क्लोरीन के स्थान में नाइट्रिक ऑक्साइड का भी उपयोग कर सकते हैं।

इन लाजावर्त्तों के भिन्न-भिन्न रंग संभवतः कोलायडीय (श्लैष) गन्धक के कारण हैं, पर निश्चय पूर्वक नहीं कहा जा सकता। लाजावर्त्तों पर चारों का प्रभाव नहीं पड़ता, पर ऐसिडों के संसर्ग से ये शीघ्र विभाजित हो जाते हैं, और हाइड्रोजन सल्फाइड निकलता है। इसके निकलने के बाद सफेद लुआवदार पदार्थ रह जाता है। सिल्वर नाइट्रेट के संसर्ग से सोडियम के स्थान में चाँदी स्थापित की जा सकती है। रजत लाजावर्त्त भूरे रंग का $\text{Ag}_2\text{Al}_3\text{Si}_3\text{S}_2 \text{O}_{12}$ है। इससे पोटैसियम और लीथियम लाजावर्त्त भी तैयार कर सकते हैं।

चीनी मिट्टी का व्यवसाय—ईस्ट इंडिया कम्पनी के समय में १८३६ में फतेहगढ़ (फरुखाबाद) में चीनी मिट्टी का एक कारखाना खुला। सन् १८६० में भागलपुर, बिहार के पटरघट्टा में दूसरा कारखाना खुला। इस शताब्दी के आरम्भ से ही बंगाल पोटररीज़ लिमिटेड कलकत्ता ने चीनी मिट्टी के प्याले और तश्तरियाँ बनानी आरम्भ कीं। आजकल ग्वालियर में भी चाय के बर्तन बनने लगे हैं। दिल्ली के निकट कुमुमपुर से केओलिन मिट्टी इसके कारखाने में आती है। सन् १९३२ में १८१५६ टन चीनी मिट्टी हमारे देश में बनी जिसमें से २७% जबलपुर से, २५% बिहार उड़ीसा से, १५.३% मैसूर से, १४.८% बर्दवान से, शेष अन्य स्थानों से।

चीनी मिट्टी जलयुक्त ऐल्यूमीनियम सिलिकेट है। कहा जाता है कि १२०० वर्ष पूर्व चीन देश में इसका आविष्कार हुआ था। यूरोप में १४४८ में यह पहली बार पहुँची। सन् १७०६ में सैक्सनी के कारीगर शिर्नहौस (Tschirnhaus) और उसके सहायक बौटिगर (Bottiger) ने इसका एक कारखाना खोला। तब से यूरोप में इसका प्रचार बढ़ गया।

केओलिन मिट्टी से चीनी मिट्टी तक पहुँचने में क्या प्रतिक्रियाएँ होती हैं, यह इस प्रकार चित्रित किया जा सकता है—

शुद्ध मिट्टी केओलिन



| गरम करने पर

पानी निकलता है और कोलायड (स्लैप) का स्कन्धन

| ५००° पर विभाजन

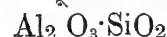


| ८००°

ऐल्यूमिना में संकोचन

| १५००°

ऐल्यूमीनियम सिलिकेट



| १६४०°

नरम पड़ता है

| १७५०°

गल कर भूरा या धूसर गाढ़ा द्रव

जिसके बर्तन ढाले जाते हैं।

इस मिट्टी में लोहे के ऑक्साइडों के कारण रंग रहता है। इसे अलग करने की अनेक विधियाँ प्रचलित हैं जो यहाँ नहीं दी जा सकतीं।

चीनी मिट्टी के बर्तन बनाने की सम्पूर्ण विधि के निम्न मुख्य अंग हैं--

(१) केओलिन मिट्टी को अच्छी तरह धो कर साफ करते हैं। (२) फिर इसमें कुछ और मिट्टियाँ मिला कर गूँधते हैं, (३) फिर बर्तन को चाक पर या साँचों में ढालते हैं। (४) कच्चे बर्तनों को सुखाते हैं, (५) भट्टों में पकाते हैं। (६) फिर इन पर लुक फेरते हैं और (७) अन्त में इच्छानुसार इन पर रंग देते हैं।

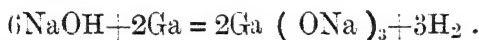
भट्टों में पके बर्तन बिसक्रिट की तरह छेददार होते हैं। इसलिये इन पर लुक फेरना (glaze) आवश्यक होता है। यदि लुक न फेरा जाय, तो पानी इसके छेदों में घुस कर दूसरी ओर रिस आवेगा। लुकों में सिलिका, ऐल्यूमिना और कम से कम कोई एक क्षारधातु या पार्थिव क्षार धातु होती है। किसी किसी में लेड ऑक्साइड और बोरिक ऐसिड भी होता है। लुक को एक प्रकार का काँच समझना चाहिये जो आसानी से गल कर छेदों में बैठ जाता है, और छेद बन्द कर देता है।

लोहे के ऑक्साइड से बर्तनों पर लाल रंग आता है, तांबे के ऑक्साइड से हरा, क्रोमियम लवणों से हरा, कोबाल्ट से नीला, मैंगनीज से भूरा या बैजनी और टाइटेनियम ऑक्साइड से हलका पीला रंग बर्तनों में आता है।

गैलियम, Ga

[Gallium]

अपने आवर्तसंविभाग के रिक्त स्थानों की आलोचना करते समय मेंडलीफ ने गैलियम के अस्तित्व की घोषणा की थी और उसके गुणों का भी अनुमान लगाया था। सन् १८७५ में लेकोक डि बोयबोड्रान (Lecoq de Boisbaudran) ने ज़िंक ब्लैण्ड में इसका स्पेक्ट्रम की रेखाओं द्वारा पता लगाया। आजकल भी अधिकांश गैलियम जस्ते के खनिजों के बचे अंश से निकाला जाता है। खनिज को अम्लराज में घोलते हैं और फिर इसमें जस्ता डालने पर गैलियम लवण अवक्षिप्त हो जाता है। गैलियम लवणों के विद्युत् विच्छेदन से गैलियम धातु मिलती है। यह चांदी की तरह श्वेत होती है। यह धनवर्धनीय और तन्य भी है। पिघला गैलियम पारे का ऐसा दीखता है। ठंडे तापक्रम पर यह पानी को विभाजित नहीं करता, पर उबालने पर ज़ोरों से प्रतिक्रिया होती है। रक्तताप पर यह हवा में जलता है। यह हाइड्रोजेनोक्सीक एसिड और कार्बोसिक सोडा दोनों में विलेय है।



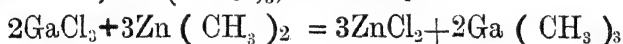
अमोनिया में भी धीरे धीरे घुलता है। हलके नाइट्रिक एसिड का ठंडे में असर कम होता है, गरम करने पर कुछ कुछ अम्लराज में अच्छी तरह घुलता है। यह क्लोरीन के साथ शीघ्रता से, ब्रोमीन के साथ धीरे धीरे और आयोडीन के साथ गरम किये जाने पर संयुक्त होता है। गैलियम ऐल्यूमीनियम के साथ मिश्र धातु (alloy) बनाता है।

गैलियम के यौगिक ऐल्यूमीनियम के यौगिकों से मिलते जुलते हैं।

गैलियम हाइड्रॉक्साइड या नाइट्रेट को गरम करके गैलियम ऑक्साइड, Ga_2O_3 , बनाया जाता है। गैलियम क्लोराइड के विलयन में अमोनिया डालने में गैलियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Ga}(\text{OH})_3$, का लुआवदार अवक्षेप आता है। यह कार्बोसिक क्षारों में अधिक विलेय है, और ताज़ा अवक्षेप अमोनिया के आधिक्य में भी घुलता है। गन्धक की वाष्प और गैलियम धातु के योग से 1300° पर गैलियम सल्फाइड, Ga_2S_3 , बनता है जो

पीला मणिभीय पदार्थ है। यह अम्लों और क्षारों में विलेय है। गैलियम क्लोराइड, यूरिया और अमोनियम सल्फेट के योग से भास्मिक गैलियम सल्फेट का अवक्षेप आता है। 1000° पर अमोनिया और गैलियम धातु के योग से गैलियम नाइट्राइड, GaN , बनाता है। गैलियम ऑक्साइड को नाइट्रिक एसिड में घोलने पर गैलियम नाइट्रेट, $Ga(NO_3)_3$, बनता है। गैलियम धातु और HCl या क्लोरीन के योग से गैलिक क्लोराइड, $GaCl_3$, बनता है जो रवेदार जलग्राही पदार्थ है। गैलियम और गैलिक क्लोराइड के योग से गैलियम द्विक्लोराइड, $GaCl_2$, भी बनता है।

ज़िंक द्विमैथिल, $Zn(CH_3)_2$, और गैलिक क्लोराइड के योग से त्रिमैथिल गैलियम, $Ga(CH_3)_3$, भी बनता है—



क्षारतत्वों के फ्लोराइडों के साथ गैलियम के संकीर्ण फ्लोराइड, जैसे $3LiF \cdot GaF_3$ या $2KF \cdot GaF_3 \cdot H_2O$ आदि बनते हैं।

इंडियम, In

[Indium]

सन् १८६३ में राइख और रिक्टर (Reich and Richter) ने जस्ते के सल्फाइड का परीक्षण करते समय स्फुल्लिंग (spark) स्पेक्ट्रम में दो नीली रेखाएँ इस नये तत्व की देखीं। ये व्यक्ति इंडियम तत्व को पृथक् करने में भी सफल हुये। इस नये तत्व का नाम इंडियम रक्खा गया क्योंकि स्पेक्ट्रम में इसकी रेखाओं का रंग इंडिगो ब्लू (नील रंग सा) था। सन् १८२४ तक तो संसार में केवल एक ग्राम इंडियम धातु तैयार की गई थी, पर अब तो कई स्थलों पर इण्डियम का पता चल गया है। यह स्फेराइट, फ्रैंकलिनाइट, स्मिथसोनाइट आदि खनिजों में ०.१-०.२ प्रतिशत तक है। ज़िंक ब्लैंड के साथ भी बहुधा मिलता है। विलियम मरे ने एक स्थल पर इण्डियम खनिज का एक अच्छा स्थान देखा। १८२४-३४ के बीच में १००० किलोग्राम इण्डियम तैयार किया गया।

राइख और रिक्टर की विधि में ज़िंक ब्लैंड को नाइट्रिक एसिड में घोला गया और हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा भारी धातुयें अवक्षिप्त करली गयीं। छान कर निःस्यन्द (छने द्रव) में अमोनिया विलयन मिलाने पर इण्डियम का अवक्षेप मिला।

इण्डियम ऑक्साइड को हाइड्रोजन या कार्बन के साथ गरम करने पर इण्डियम धातु मिलती है। इसके अम्लीय विलयन में जस्ता डालने पर भी इण्डियम धातु अवक्षिप्त होती है। पिरिडिन की उपस्थिति में इण्डियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन द्वारा भी यह धातु मिलती है। इण्डियम धातु सीसे से मृदु, घनवर्धनीय और तन्य है। यह उबलते पानी पर भी असर नहीं करती। साधारण तापक्रम पर यह हवा में स्थायी है, पर गरम करने पर नीली ज्वाला के साथ जल कर ऑक्साइड, In_2O_3 , देती है। यह कार्बन-धात्विक यौगिक भी आसानी से बनाती है। यह हल्के अम्लों के योग से हाइड्रोजन देती है। गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गन्धक द्विऑक्साइड देती है। नाइट्रिक एसिड के साथ नाइट्रिक ऑक्साइड और अमोनिया दोनों देती है। यह ऑक्जेलिक एसिड में भी घुलती है, पर ऐसीटिक में नहीं। कास्टिक-क्षारों की इस पर प्रतिक्रिया नहीं होती। CO_2 के वातावरण में 560° तक गरम करने पर In_2O_3 और CO बनते हैं।

इण्डियम के यौगिक गैलियम के समान हैं, पर इनमें भास्मिकता अधिक है। इसके तीन ऑक्साइड, InO , In_2O_3 और In_3O_4 , मिलते हैं। इण्डियम नाइट्रेट, कार्बोनेट या हाइड्रॉक्साइड को तपाने पर In_2O_3 बनता है। इस त्रिऑक्साइड को हाइड्रोजन में गरम करने पर InO मिलता है। In_2O_3 को 550° के ऊपर गरम करने पर In_3O_4 मिलता है।

इण्डियम लवणों के विलयन में अमोनिया छोड़ने पर हाइड्रॉक्साइड, $\text{In}(\text{OH})_3$, का अवक्षेप मिलता है। यह कास्टिक सोडा के आधिक्य में विलेय है, पर उबालने पर उद्विच्छेदित होकर फिर अवक्षेप देता है।

इण्डियम को नाइट्रिक एसिड में घोलने पर इण्डियम नाइट्रेट, $\text{In}(\text{NO}_3)_3$, बनता है। इण्डियम त्रिक्लोराइड, InCl_3 , धातु और क्लोरीन के आधिक्य से बनता है। इस त्रिक्लोराइड को हाइड्रोजन और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के प्रवाह में गरम करने से द्विक्लोराइड, InCl_2 , प्राप्त होता है। इसी प्रकार ब्रोमाइड और आयोडाइड भी बनते हैं। इण्डियम और नाइट्रोजन के योग से क्षीण दाब पर नाइट्राइड, InN , बनता है। यह हल्के अम्लों के संसर्ग से अमोनिया देता है। इण्डियम सल्फेट, $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3$, सामान्य विधियों से बनाया जाता है। यह अत्यन्त जलग्राही श्वेत पदार्थ है। यह फिटकरियां भी देता है। इण्डियम त्रिफेनिल, $\text{In}(\text{C}_6\text{H}_5)_3$, इण्डियम को पारद द्विफेनिल, $\text{Hg}(\text{C}_6\text{H}_5)_2$, के योग

से बनाया गया है। इसी प्रकार पारद द्विमेथिल के योग से इरिडियम त्रिमेथिल, $\text{In}(\text{CH}_3)_3$, बनाया गया है।

थैलियम, Tl

[Thallium]

मार्च १८६१ में क्रूक्स (Crookes) कुछ सेलीनियम अवशेषों की परीक्षा कर रहा था। उसे आशा थी, कि इनमें उसे टेल्यूरियम मिलेगा। जब टेल्यूरियम न मिला तो उसने स्पेक्ट्रोस्कोप से इसकी परीक्षा की। ऐसा करने पर उसे एक हरी रेखा मिली। इसके आधार पर उसने नये तत्त्व का नाम थैलियम रखवा। दूसरे ही वर्ष मई १८६२ में फ्रांस में लाम्बी (Lamy) ने भी लेड-चैम्बर के भंडार से काफ़ी मात्रा में थैलियम धातु प्राप्त थी, और इसके भौतिक और रासायनिक गुणों का निरीक्षण किया।

क्रूकेसाइट, $(\text{CuTlAg})_2\text{Se}$ में १६-१९ प्रतिशत थैलियम है, लोरेन्डाइट, TlAsS_2 में ५६ प्रतिशत थैलियम है, और भी कुछ खनिजों में यह पाया जाता है। यह खनिज कुछ कम ही मिलते हैं। थैलियम सलफाइड आर्सेनियस और लेड सलफाइडों में विलेय है, अतः थैलियम इन पदार्थों के खनिजों में मिश्रित भी बहुत पाया जाता है।

खनिज को पीस कर अम्लराज में घोला जाता है, और इसमें से लेड, विषमथ पृथक् करके हाइड्रोजन सलफाइड द्वारा Tl , Cd , Hg के सलफाइड अवक्षिप्त किये जाते हैं। इन तीनों सलफाइडों में से थैलियम सलफाइड बहुत हलके सलफ्यूरिक एसिड में विलेय है, इस प्रकार इसे अलग कर लेते हैं।

थैलस क्लोराइड को सोडियम कार्बोनेट और पोटैशियम सायनाइड के साथ गलाकर थैलियम धातु बनायी जा सकती है। थैलस सलफेट या कार्बोनेट के विद्युत्-विच्छेदन से भी इसे प्राप्त कर सकते हैं। थैलियम धातु नीलापन लिये हुए श्वेत धातु है। यह बहुत नरम है और कागज़ पर काला अक्षर लिख सकती है। हवा में यह धीरे धीरे पृष्ठ पर उपचित होती है। 100° पर शीघ्र थैलस ऑक्साइड, Tl_2O , बनता है, पर रक्तताप पर हवा में यह धातु थैलिक ऑक्साइड Tl_2O_3 देती है। ऑक्सीजन से मुक्त पानी का इस पर कोई असर नहीं होता, अतः यह वायु रहित पानी में सुरक्षित रखी जा सकती है। यह हैलोजन, गन्धक, सेलीनियम, टेल्यूरियम, फॉस्फोरस, आर्सेनिक और एण्टीमनी से सीधे संयुक्त हो सकती है। हलके

नाइट्रिक एसिड में थैलियम शीघ्र घुलता है, और हाइड्रोजन गैस निकलती है। पर सल्फ्यूरिक और हाइड्रोक्लोरिक एसिड में थैलियम धीरे धीरे घुलता है। थैलियम अनेक धातुओं के साथ मिश्रधातु देता है।

थैलियम के यौगिक] थैलस और थैलिक होते हैं जिन में संयोज्यता १ और ३ है। विलेय थैलस यौगिक सोडियम यौगिक के समान हैं और कुछ अविलेय थैलस यौगिक सीसे के यौगिकों के समान। थैलिक यौगिक लोहे और ऐल्यूमीनियम यौगिकों के समान हैं। थैलस यौगिक पोटैसियम परमैंगनेट, परसल्फेट, और क्लोरिन या ब्रोमीन के समान उपचायक रसों से प्रतिकृत होकर थैलिक बन जाते हैं। थैलिक यौगिक स्टैनस क्लोराइड, फेरस सल्फेट, आर्सेनाइट या सल्फाइट के योग से थैलस बन जाते हैं। थैलस और थैलिक लवण परस्पर मिल कर संकीर्ण यौगिक जैसे $TiCl_3 \cdot 3TiCl$, और थैलस थैलिक फिटकरी $Ti_2SO_4 \cdot Ti_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, भी बनाते हैं, यह विचित्रता है।

थैलस लवण—निम्न तापक्रम पर उपचित होकर थैलियम थैलस ऑक्साइड Ti_2O देता है। इसे थैलस हाइड्रोक्साइड को गरम करके भी बना सकते हैं। थैलस सल्फेट और बेराइटा जल के योग से थैलस हाइड्रोक्साइड बनता है। थैलस ऑक्साइड या कार्बोनेट और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से थैलस क्लोराइड और इसी प्रकार अन्य हैलाइड भी बनते हैं। थैलस क्लोराइड हाइड्रोक्लोरिक एसिड में कम घुलता है, पर अमोनिया में विलकुल नहीं। कुछ द्विगुण हैलाइड जैसे $CdCl_2$, $TiCl_3$, $HgCl_2 \cdot TiCl_3$, $CdBr_2$, $TiBr_3$, $ZnI_2 \cdot 3TiI$ आदि भी ज्ञात हैं। थैलस लवण के विलयन में (क्षारीय या बहुत हलके अम्लीय में) हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर थैलस सल्फाइड, Ti_2S , का श्याम वर्ण अवक्षेप आता है। यह अमोनियम सल्फाइड में नहीं घुलता। थैलस कार्बोनेट और सल्फ्यूरिक एसिड के योग से थैलस सल्फेट, Ti_2SO_4 , बनता है, जो पोटैसियम सल्फेट का समरूप है, यह फेरिक आदि त्रिसंयोज्य सल्फेटों के साथ फिटकरियां देता है। थैलस कार्बोनेट सोडियम कार्बोनेट के समान है। 15.5° पर $100^\circ C$ पानी में ४.०३ ग्राम विलेय है।

थैलिक लवण—थैलिक हाइड्रोक्साइड को गरम करके थैलिक ऑक्साइड, Ti_2O_3 , बनता है। थैलस लवण के ठंडे विलयन में हाइड्रोजन

परौक्साइड डाल कर भी यह बनता है। थैलिक लवणों के विलयन में अमोनिया का विलयन डालने पर थैलिक हाइड्रॉक्साइड, $Tl(OH)_3$, का अवक्षेप आता है। इसे $TlO(OH)$ भी समझ सकते हैं। थैलस क्लोराइड को पानी में आस्रस्त (suspend) करके क्लोरीन प्रवाहित करने पर थैलिक क्लोराइड, $TlCl_3$, बनता है। थैलिक ब्रोमाइड, $TlBr_3$, और आयोडाइड, TlI_3 , क्लोराइड के समान विधि से ही बनते हैं पर कम स्थायी हैं। TlI_3 को KI_3 के समान $TlI \cdot I_2$ समझना चाहिये। अन्य क्षारीय हैलाइडों के साथ ये द्विगुण हैलाइड देते हैं। जैसे $2TlCl_3 \cdot 3CsCl$ आदि। थैलिक ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के योग से थैलिक नाइट्रेट, $Tl(NO_3)_3$, बनता है। थैलियम और गन्धक को साथ गलाने पर थैलिक सल्फाइड, Tl_2S_3 , बनता है।

थैलियम कार्बनिक यौगिकों के साथ $Tl(C_2H_5)_3$ प्रकार के यौगिक भी देता है।

स्कैंडियम, Sc

[Scandium]

स्कैंडियम अनेक खनिजों में सूक्ष्म मात्रा में पाया जाता है। कुछ वीकाइट खनिजों में १.१७ प्रतिशत स्कैंडियम ऑक्साइड था, पर अब उनमें से सब निकाला जा चुका है। कुछ वुल्फ्रेमाइट खनिजों में से निकाला जा रहा है। इसका ऑक्साइड, Sc_2O_3 , ऐल्यूमिना के समान है। इसके कुछ त्रिसंयोज्य लवण $ScCl_3$, $Sc_2(SO_4)_3$ आदि हैं। स्कैंडियम सल्फेट की फिटकरी नहीं बनती। अन्य दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्वों से स्कैंडियम मिलता जुलता है।

यिट्रियम, Y और लैन्थेनम, La

[Yttrium and Lanthanum]

वस्तुतः आजकल दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्व १४ माने जाते हैं, इनमें पहला सीरियम (परमाणु संख्या ५८) है और १४ वाँ लुटेसियम (परमाणु संख्या ७१) है। यिट्रियम (३९) और लैन्थेनम (७५) के भी गुण इन्हीं दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्वों के समान हैं। लैन्थेनम हाइड्रॉक्साइड इनमें कुछ क्षारीय है। यह कैलसियम हाइड्रॉक्साइड से मिलता जुलता है।

यिट्रियम और लैन्थेनम के यौगिकों की कोई विशेषता नहीं है। ये बहुत ही कम पाये जाते हैं।

दुष्प्राप्य पार्थिव तत्त्वों का विस्तृत वर्णन देना इस पुस्तक की मर्यादा से बाहर है।

प्रश्न

१. प्रकृति में बोरन किस रूप में पाया जाता है ? बोरन, बोरिक ऐसिड और बोरन नाइट्राइड कैसे बनाओगे ?

२. बोरन के गुणों की तुलना सिलिकन के गुणों से करो। बोरिक ऐसिड कैसे बनाओगे ? इसके गुण और उपयोग बताओ।

(पंजाब, १९४२)

३. प्रकृति में बोरन किस रूप में पाया जाता है ? इसके मुख्य प्राप्तिस्थान बताओ। बोराइड किन्हें कहते हैं, उनके गुण और बनाने की विधियाँ बताओ। आवर्त सविभाग में बोरन का क्या स्थान है ?

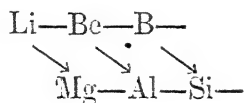
(प्रयाग, ऑनर्स १९३८)

४. बोरिक ऐसिड और बोरेट के विषय में क्या जानते हो ? बोरिक ऐसिड के लक्षण जलीय विलयन में किस स्थिति में होते हैं ?

(प्रयाग, ऑनर्स १९३१)

५. बोरन और सिलिकन के गुणों की तुलना करो। बोरेक्स फुल्लिका परीक्षण की रासायनिक विवेचना करो। (लखनऊ, १९३७)।

६. यह बहुधा देखा जाता है कि अकार्बनिक रसायन में प्रथम लघु खंड के तत्त्वों में अणुवाद स्वरूप गुण होते हैं। यह बात निम्न कर्ण-सम्बन्ध (diagonal relation) से व्यक्त है—



इस कथन की समीक्षा करो। (लखनऊ, १९३८)।

७. फिटकरी क्या है ? उदाहरण दो। पोटैश फिटकरी व्यापारी मात्रा में कैसे तैयार करेंगे ?

(पंजाब, १९३१)

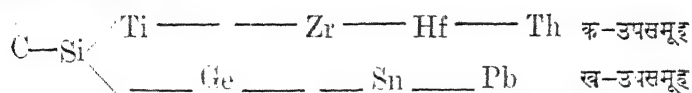
८. फिटकरी क्या है ? (क) अमोनियम फिटकरी, और (ख) क्रोम फिटकरी

- के सूत्र दो। इन में से किसी एक के तैयार करने की विधि भी बताओ।
 अमोनियम फिटकरी पर ताप का क्या प्रभाव पड़ता है? (प्रयाग, १९३८)
९. ऐल्यूमीनियम धातु किस प्रकार व्यापारिक मात्रा में तैयार करते हैं? निम्न
 यौगिक कैसे बनाओगे? निर्जल ऐल्यूमीनियम क्लोराइड, ऐल्यूमीनियम
 नाइट्राइड, और पोटश ग्लेम। इन यौगिकों के उपयोग बताओ।
 (प्रयाग; ऑर्नर्स १९३७)
१०. व्यापारिक मात्रा में ऐल्यूमीनियम कैसे तैयार करोगे? वौक्साइट से
 आरंभ करके निर्जल ऐल्यूमीनियम क्लोराइड और फिटकरी कैसे
 बनाओगे? (बनारस, १९४४)
११. ऐल्यूमीनियम के धातु कर्म का उल्लेख करो। भारत में इतना अधिक
 ऐल्यूमीनियम पाये जाने पर भी धातु कम ही तैयार की जाती है, इसका
 कारण बताओ। ऐल्यूमीनियम और ऐल्यूमीनियम क्लोराइड के उपयोग
 पर टिप्पणी लिखो। (बनारस, १९३०)
१२. किस अयस्क से बहुधा ऐल्यूमीनियम धातु निकाली जाती है? धातु
 निकालने की विधि क्या है? क्या यह अयस्क भारत में पाया जाता
 है? यदि हाँ, तो कहाँ? आजकल इस धातु का इतना महत्व क्यों है?
 (प्रयाग, १९४४)
१३. अयस्क से ऐल्यूमीनियम कैसे निकालते हैं? इस धातु के तीन ऐसे
 यौगिकों का वर्णन दो जो तुम्हारी समझ में व्यापारिक उपयोग के हों।
 (नागपुर, १९४१)
१४. अकार्बनिक बेंज़ीन (बोरेज़ोल) का सूक्ष्म हाल लिखो बेंज़ीन की
 इससे तुलना करो।
१५. बोरन के हाइड्राइडों पर सूक्ष्म टिप्पणी लिखो?

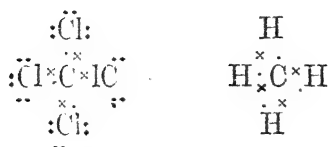
अध्याय १४

चतुर्थ समूह के तत्त्व (१)—कार्बन

मैंडलीफ के संविभाग में चौथे समूह में निम्न तत्त्व हैं—कार्बन, सिलिकन, टाइटेनियम, जर्मेनियम, ज़रकोनियम, वंग वा टिन, हैफनियम, सीसा और थोरियम। अन्य समूहों की भाँति इस समूह में भी सिलिकन के बाद से दो शाखायें हो जाती हैं—



मैंडलीफ के संविभाग में नियमित सात समूहों में चौथा समूह बीच का है। अतः इसके तत्त्वों में न तो प्रथम तीन समूह के तत्त्वों की प्रबल धनात्मकता ही है और न अगले तीन समूहों की प्रबल ऋणात्मकता ही। इसीलिये जहाँ कार्बन हाइड्रोजन से संयुक्त होकर मेथेन, CH_4 , के समान स्थायी यौगिक बनाता है, वह क्लोरीन के साथ भी CCl_4 के समान स्थायी यौगिक देता है। इन यौगिकों में विद्युत् संयोज्यतायें प्रयुक्त नहीं हुई हैं, बल्कि सह संयोज्यतायें। इस कारण इन यौगिकों का आयनीकरण नहीं होता (कार्बन चतुः क्लोराइड रजत नाइट्रेट से रजत क्लोराइड का अवक्षेप नहीं, देता इस बात में यह क्लोराइड सोडियम, बेरियम, या ऐल्यूमीनियम के क्लोराइडों से भिन्न है)।



कार्बन चतुः क्लोराइड मेथेन]

सिलिकन भी सिलोमेथेन, SiH_4 , और सिलिकन चतुः क्लोराइड, SiCl_4 , देता है। दोनों स्थायी यौगिक हैं।

तीसरे समूह की भाँति चौथे समूह में भी प्रथम दो तत्त्व क-उपसमूह के तत्त्वों से कम मिलते जुलते हैं, ये ख-उपसमूह के तत्त्वों के अधिक समान •

हैं। कार्बन और सिलिकन की समानता जर्मेनियम और वंग (टिन) से अधिक है, न कि जरकोनियम या थोरियम से।

चतुर्थ समूह के तत्वों में कार्बन और सिलिकन अधातु हैं, पर य अधातुता आगे के तत्वों में बहुत कम रह जाती है। जरकोनियम, थोरियम वंग और सीसा प्रसिद्ध धातुयें हैं। टाइटेनियम में कुछ अधातुता अवश्य है।

तत्वों के परमाणुओं का ऋणाणु उपक्रम—इस पुस्तक में मुख्य विवरण कार्बन, सिलिकन, वंग और सीसा का दिया जायगा। शेष तत्वों का विस्तृत उल्लेख पुस्तक की मध्यांश से बाहर है। फिर भी तुलना के लिये हम सभी तत्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम देंगे। क-उपसमूह का उपक्रम अन्यो से वृथक् दिया जायगा।

C—कार्बन	(६)	१ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^२
Si—सिलिकन	(१४)	१ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^२
Ge—जर्मेनियम	(३२)	१ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^{१०} . ४ s ^२ . ४ p ^२
Sn—वंग	(५०)	१ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^{१०} . ४ s ^२ . ४ p ^६ . ४ d ^{१०} . ५ s ^२ . ५ p ^२
Pb—सीसा	(८२)	१ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^{१०} . ४ s ^२ . ४ p ^६ . ४ d ^{१०} . ४ f ^{१४} . ५ s ^२ . ५ p ^६ . ५ d ^{१०} . ६ s ^२ . ६ p ^२ .

क—उपसमूह

Ti—टाइटेनियम	(२२)	१ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^२ . ४ s ^२
Zr—जरकोनियम	(४०)	१ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^{१०} . ४ s ^२ . ४ p ^६ . ४ d ^२ . ५ s ^२
Hf—हैफनियम	(७२)	१ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^{१०} . ४ s ^२ . ४ p ^६ . ४ d ^{१०} . ४ f ^{१४} . ५ s ^२ . ५ p ^६ . ५ d ^२ . ६ s ^२
Th—थोरियम	(९०)	१ s ^२ . २ s ^२ . २ p ^६ . ३ s ^२ . ३ p ^६ . ३ d ^{१०} . ४ s ^२ . ४ p ^६ . ४ d ^{१०} . ४ f ^{१४} . ५ s ^२ . ५ p ^६ . ५ d ^{१०} . ६ s ^२ . ६ p ^६ . ६ d ^२ . ७ s ^२

इस ऋणाणु-उपक्रम को देखने से स्पष्ट हो जायगा कि कार्बन और सिलिकन क्यों ख-उपसमूह के तत्वों से अधिक मिश्रिते जुगते हैं। बाह्यतम

कक्ष में इन सब में $s^2 p^2$ स्थिति है। ख-उपसमूह के बाह्यतम कक्ष में s^2 स्थिति है, और बाह्यतम कक्ष से पूर्व के कक्ष में $s^2 p^6 d^2$ स्थिति में १० ऋणाणु हैं। अर्थात् d उपकक्ष असंतुलित है। जर्मेनियम, वंग और सीसा में d उपकक्ष इस स्थल पर संतुलित है (पूरे १० ऋणाणु हैं)। इस प्रकार हम आसानी से क-उपसमूह और ख-उपसमूह के तत्त्वों के गुणों का अन्तर समझ सकते हैं।

कार्बन-सीसा-वंग के गुण

तत्त्व संकेत	कार्बन (हीरा) C	सिलिकन Si	जर्मेनियम Ge	वंग Sn	सीसा Pb
परमाणु संख्या	६	१४	३२	५०	८२
परमाणुभार	१२.०१	२८.०६	७२.६	११८.७	२०७.२१
घनत्व	३.५१	२.४	५.३६	६.६८	११.३४
कठोरता (मोह माप)	१०	३	६-६.५	१.५-१.८	१.५
परमाणु आयतन	४.५	१२.०४	१३.२६	१८.२५	१८.१८
द्रवणांक	—	१४००°	६५८.५°	२३१°	३२७.५°
कथनांक	४२००°	२६००°	२६००°	२२३०°	१५००°
आपेक्षिक ताप	१.५	४.६५	५.३३	६.४३	४.६१
क्लोराइड, ध Cl_4 , का कथनांक	७६°	६६°	८६°	११३६°	विभाजित

क-उपसमूह और ख-उपसमूह के तत्त्वों की तुलना—ऋणाणु, उपक्रम से यह तो स्पष्ट हो ही गया कि दोनों उपसमूहों के तत्त्व किस प्रकार भिन्न हैं। यही बात विस्तार से हम इस प्रकार समझ सकते हैं—

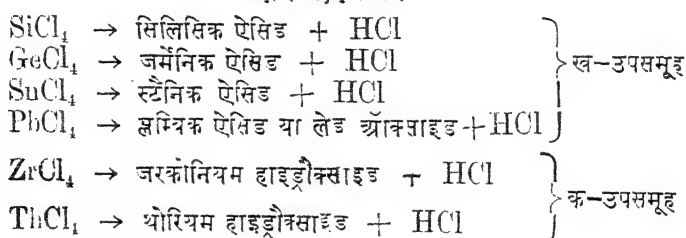
(१) कार्बन और सिलिकन की, और साथ ही साथ जर्मेनियम, वंग और सीसे की संयोज्यता मुख्यतः ४ है, पर कुछ यौगिकों में २ भी है, जैसे CO , $Sn Cl_2$, $Pb Cl_2$ । पर उपसमूह-ख के तत्त्वों की संयोज्यताये ४ के अतिरिक्त २ और ३ भी हैं— Ti_2O_3 , TiO_2 ; और $TiCl$, $TiCl_2$, $TiCl_3$, $TiCl_4$, पर ज़रकोनियम और थोरियम के लवण मुख्यतः ४ ही संयोज्यता

प्रकट करते हैं, ZrO_2 , $ZrCl_4$, ThO_2 , $Th(NO_3)_4$ इत्यादि। एकाध यौगिक Zr_2O_3 और Zr_3N_2 की तरह के भी हैं जिन में संयोज्यता २ और ३ हो जाती है।

(२) क-उपसमूह के तत्त्वों का द्रवणांक ख-उपसमूह के तत्त्वों के द्रवणांक से सापेक्षतः अधिक है—(Ti 1765° , Zr 1850° , और Th 1825°)। इसकी तुलना में (Ge 840° , वंग 232° , सीसा 327°)।

(३) ख-उपसमूह के तत्त्वों के चतुःक्लोराइड धूम्रान द्रव हैं (जैसे $GeCl_4$, $SnCl_4$ और $PbCl_4$), पर ज़रकोनियम और थोरियम के मणिभाय ठोस हैं। टाइटेनियम चतुःक्लोराइड, $TiCl_4$, अवश्य एक अपवाद है। कार्बन का चतुःक्लोराइड आयन न देने वाला यौगिक है, पर अन्य सब चतुःक्लोराइड, $SiCl_4$, क्लोराइड आयन का लक्षण व्यक्त करते हैं। ये सब पानी में अच्छी तरह उदविच्छेदित होते हैं। थोरियम और ज़रकोनियम क्लोराइड कम उदविच्छेदित होते हैं।

उदविच्छेदन पर



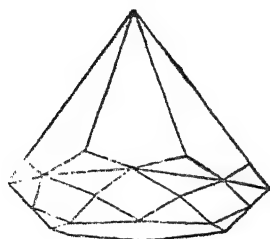
इससे दोनों उपसमूह के यौगिकों का अन्तर स्पष्ट हो जायगा। उदविच्छेदन पर ज़रकोनियम और थोरियम हाइड्रॉक्साइड तो श्लैप (कोलायडीय) विलयन देते हैं उन पर विद्युत् आवेश धनात्मक होता है, पर सिलिसिक एसिड स्टैनिक एसिड, अदि पर ऋणात्मक ही अधिकतर होता है।

(४) जर्मेनियम, वंग और सीसे के हाइड्राइड, GeH_4 , SnH_4 , PbH_4 , अधिकतर गैस हैं, इसके विपरीत क-उपसमूह की धातुओं के हाइड्राइड अधिकतर ठोस हैं (केवल TiH_3 गैस है) — ZrH_2 चार हाइड्राइडों के समान ठोस है, ThH_3 स्थायी धूसर रंग का चूर्ण है।

यह स्पष्ट है कि क-उपसमूह के टाइटेनियम में ख-उपसमूह के तत्त्वों से कुछ अधिक समानता है।

कार्बन के वरुूप

कार्बन के कई रूपों से हमारा साधारणतः परिचय है, जैसे हीरा, ग्रेफाइट, कोक (लकड़ी का कोयला, पत्थर का कोयला); बेरवा कोयला जैसे धूम कजली (तेल के धुएँ का काजल आदि) । इस आधार पर पहले लोगों की यह धारणा थी कि कार्बन के तीन रूप होते हैं—हीरा, ग्रेफाइट और बेरवा या अमणिभ कार्बन । पर अब हम निश्चयपूर्वक जानते हैं कि कार्बन के दो ही रूप हैं—हीरा और ग्रेफाइट । एक्सरश्मि के परीक्षण से यह बात स्पष्ट हो गयी है । धूम कजली का निरीक्षण यदि एक्सरश्मियों से किया जाय तो यह स्पष्ट हो जाता है कि कजली में भी ग्रेफाइट के ही सूक्ष्म कण हैं । ऊपरी दृष्टि से जो अन्तर प्रतीत होता है वह कणों की आकृति के कारण है, और कुछ इसमें हाइड्रोकार्बन भी मिले होते हैं, इसलिये है । अतः कार्बन के मूलतः दो ही निश्चित रूप हैं—हीरा और ग्रेफाइट । साधारणतः, ग्रेफाइट और हीरा अनन्तकाल तक परस्पर साथ रखे जा सकते हैं—पारस्परिक परिवर्तन नहीं होता जैसे कि गन्धक के रासमिक और एकनताक्ष रूपों में । फिर भी यह धारणा है कि ग्रेफाइट 1800° के नीचे और 6000 वायुमंडल के दाब के नीचे ही स्थायी है ।



चित्र ७५—हीरा

यदि हीरे को साधारण दाब पर गरम किया जाय तो यह धीरे धीरे ग्रेफाइट में परिणत हो जाता है । विलायकों में से पृथक् हुआ कार्बन (जैसे पिघले लोहे में से) साधारण दाब पर ग्रेफाइट बनता है । दहन-ताप (heat of combustion) के आधार पर (84.27 कैलारी प्रति ग्राम अणु ग्रेफाइट का और 84.42 कैलारी प्रति ग्राम अणु हीरे का) यही निश्चित होता है कि साधारण परिस्थिति में ग्रेफाइट ही अधिक स्थायी रूप है (दो रूपों में से जिस रूप का दहन ताप कम होता है वह स्थायी रूप है) । ग्रेफाइट में इस प्रकार कम रासायनिक शक्ति है, और यही अधिक स्थायी रूप है ।

हीरा (Diamond)—बहुत दिनों से भारतवर्ष मूल्यवान् हीरे के लिये प्रसिद्ध रहा है, पर संसार के अन्य स्थलों में अब जितना हीरा मिलने लगा है, उसकी अपेक्षा से भारत के हीरे की मात्रा तुच्छ ही है । इस देश के

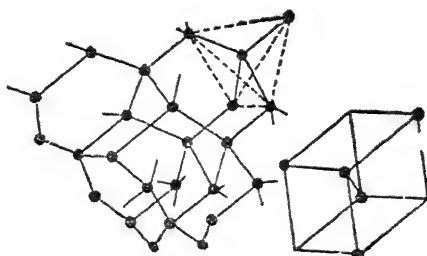
पुराने सब हीरे गोलकुण्डा खानों के थे। प्रसिद्ध कोहनूर हीरा कृष्णा नदी के तट पर कहीं पाया गया था। नेपोलियन की तलवार का पिट या रीजेंट हीरा भी कृष्णा प्रान्त का था। कडापा, अनन्तपुर, वेलारी, करनोल और गोदावरी हीरे के अन्य केन्द्र हैं। पन्ना, चरखारी आदि स्थानों में भी हीरे पाये जाते हैं।

दक्षिण अफ्रीका के “पाइप” हीरे के लिये प्रसिद्ध हैं। ये पाइप प्राचीन ज्वालामुखियों के मुखद्वार हैं। इनमें विचित्र तरह की शिलायें हैं जिन्हें नील भूमि (ब्लू ग्राउंड) कहते हैं। यह जलवायु के प्रभाव से भुरभुरी हो जाती है। इस प्रकार पृथक् हुई मिट्टी में ही हीरे पाये जाते हैं। इन्हें पहले तो हाथ से बीन लिया जाता है, और फिर शेष मिट्टी को ग्रीज़ लगे तख्ते पर धोते हैं। हीरे के छोटे छोटे कण ग्रीज़ में चिपक जाते हैं, और शेष मिट्टी धुल कर वह जाती है।

कृत्रिम हीरे—१८६६ में पहली बार मोयसाँ (Moissan) ने कृत्रिम विधि से हीरा बनाया। मोयसाँ ने कार्बन की मूषा में शुद्ध लोहा और शक्कर का कोयला लिया। मूषा बिजली की चाप भट्टी में कसी हुई थी। चाप की गरमी से लोहा गरम हुआ। जब तापक्रम 2000° के निकट पहुँचा तो लोहा उबलने लगा। इस तापक्रम पर पिघले हुये लोहे ने कुछ कार्बन घोल लिया। मूषा उबलते हुये लोहे सहित ठंडे पानी में एक दम छोड़ दी गयी। (पानी के स्थान पर पिघला सीसा अधिक अच्छा रहता)। एक दम ठंडे होने के कारण लोहे के भीतर इतना दाब उत्पन्न हुआ कि कार्बन छोटे छोटे हीरे के कणों में परिणत हो गया। लोहे को जब ऐसिड में घोला गया, तो ये हीरे के कण प्राप्त हो गये। पर इस विधि से कोई भी हीरा $\frac{1}{8}$ mm. से अधिक बड़ा न बन पाया।

हीरे के गुण—हीरे के अष्टफलकीय जाति के पारदर्शक मणिभ होते हैं। विशुद्ध अष्टफलक तो कम मिलते हैं, पर होते इसी जाति के हैं। किसी में २४, और किसी में ४८ फलक होते हैं। इतने अधिक फलक होने के कारण यह गोल कंकड़ी के समान दीखता है। मणिभ की कोरें मुड़ी होती हैं। हीरा ज्ञात पदार्थों में सब से अधिक कठोर है। इसका वर्तनांक 2481° है। इतना अधिक वर्तनांक किसी भी दूसरे ठोस पदार्थ का नहीं है। इसी के कारण हीरे में इतना सौन्दर्य होता है। इस मणिभ के भीतर ही भीतर प्रकाश की किरणों का इतनी बार पूर्ण परावर्तन होता है कि जिसके कारण इसके भीतर से निकले प्रकाश में इतनी चमचमाहट होती है।

हीरे के मणिभीय गुणों का अनेक प्रकार से अध्ययन किया गया है। ऐसा प्रतीत होता है कि कई परमाणु कार्बन के मिल कर हीरे का एक “दानव-अणु”(giant molecule) बनता है। इसीलिये इसका घनत्व इतना अधिक है, और इसीलिये यह रासायनिक दृष्टि से इतना निष्क्रिय है।

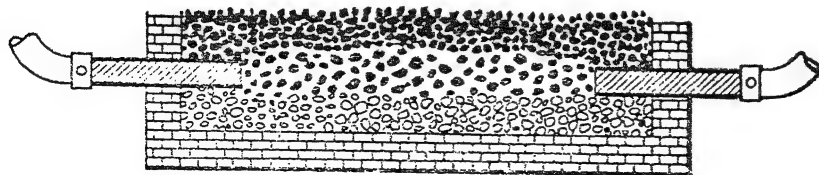


चित्र ७६—हीरे का अणु

यह बड़ी कठिनता से रासायनिक प्रतिक्रिया करता है। बड़ी कठिनता से ही यह जल पाता है। ऊँचे तापक्रम पर जल कर कार्बन द्विऑक्साइड देता है। बहुत सूक्ष्म सी खनिज राख रह जाती है। सोडियम या पोटैसियम कार्बोनेटों के साथ गलाने पर यह धीरे धीरे कार्बन एक्वाक्साइड में परिणत हो जाता है।

कभी कभी काले हीरे भी पाये जाते हैं। ये वस्तुतः हीरे और ग्रेफाइट के योग से बने होते हैं। सापेक्षतः सस्ते होने के कारण इनका उपयोग काँच काटने, या छेद करने वाली वरमी (drill) में लगाने या नीरंग मणिभों को पौलिश करने में होता है।

ग्रेफाइट (Graphite)—यह साइबेरिया, सीलोन और संयुक्त राज्य अमरीका में पाया जाता है। भारतवर्ष में यह विजिगापट्टम प्रान्त में, छत्तीसगढ़ रियासत में, कुर्ग और ट्रावनकोर एवं उत्तरी बर्मा में मिलता है। अजमेर, मेरवाड़, पटना और उड़ीसा की रियासत में भी कुछ शिलाओं के बीच में पाया जाता है। लंका का ग्रेफाइट तो बहुत विख्यात था, पर सब खतम हो चुका है। उड़ीसा रियासतों का व्यापार भी सन् १६२४ से बन्द है।



चित्र ७७—ग्रेफाइट तैयार करने की विद्युत् भ्राष्ट्र

साधारण बेरवा कार्बन को अत्यन्त ताप पर रखने से ग्रेफाइट बन जाता है। एकमन (Acheson) की ग्रेफाइट-भट्टी-आग्नेय ईंटों की चौकोर (आयताकार) बनी होती है। भीतर इसके कोक कोयले की रज का अस्तर रहता है। इस भट्टी के भीतर बेरवा कार्बन या कोक भर देते हैं जिसे ग्रेफाइट में परिणत करना होता है। भट्टी में बड़े बड़े कार्बनछड़ों के एलेक्ट्रोड (विद्युत्‌द्वार) होते हैं। इतनी बिजली की धारा प्रवाहित की जाती है, कि कोक सफेद दमकने लगता है। अब यदि इसे ठंडा किया जाय तो बेरवा कार्बन ग्रेफाइट में परिणत हो जायगा।

ग्रेफाइट ऊपर से चिकना चिकना घोर धूसर वर्ण का पदार्थ है। इसमें एक विशेष आभा होती है। यह षट्कोणीय पत्रों के रूप में होता है। इसके पत्र अभ्रक से मिलते जुलते हैं। यह नरम होता है, और बहुत ही उत्तम उपांजक (lubricant) है। ग्रीज़ या चिकनाई में मिला कर उपांजन के काम में व्यवहृत होता है।

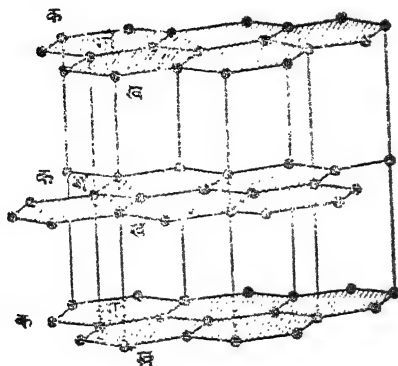
ग्रेफाइट बिजली का अच्छा चालक है। बिजली के बहुत से यंत्रों में "ग्रेफिटीकृत" कार्बन का उपयोग होता है अर्थात् उस कार्बन का जो वायु की अनुपस्थिति में ऊँचे तापक्रम तक तपा लिया गया हो। डायनेमो के ब्रश भी इससे बनते हैं। बिजली के सेलों में भी इसका उपयोग है। इसके बहुधा एलेक्ट्रोड बनते हैं। ग्रेफाइट लिखने की पेन्सिलों के "लेड" (सीसा) बनाने में काम आता है।

ग्रेफाइट हीरे से कुछ कम निष्क्रिय है। ऊँचे तापक्रम पर ही धीरे धीरे यह जलाया जा सकता है। इसकी ताप चालकता बहुत कम है, इसलिए इसका उपयोग कार्बन मूषाओं के बनाने में भी होता है। 1000° के नीचे किसी भी रस का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता। केवल पोटैसियम क्लोरेट और नाइट्रिक एसिड के मिश्रण द्वारा उपचित होकर यह ग्रेफिटिक एसिड* देता है। ऊँचे तापक्रमों पर तो सभी उपचायक पदार्थों की इस पर प्रतिक्रिया होती है। पोटैसियम नाइट्रेट या क्लोरेट के साथ गरम करने पर यह कार्बन द्विऑक्साइड देता है।

* ग्रेफिटिक एसिड पीला अविलेय पदार्थ है। यह आर्द्र लिटमस का रंग लाल कर देता है। इसका सूत्र $C_{11}H_4O_5$ या C_3O या $C_{11}O_4$ है। गरम करने पर यह फूल उठता है और एक काला चूर्ण पायरो ग्रेफिटिक ऑक्साइड, $C_{22}H_2O_4$, रह जाता है। हाइड्रोआयोडिक एसिड के योग से ग्रेफिटिक एसिड हाइड्रोग्रेफिटिक एसिड देता है।

पोटेसियम क्लोरेट और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड से ग्रेफाइट एक यौगिक देता है जिसमें हाइड्रोजन, ऑक्सीजन, और गन्धक हैं। इसे ब्रोडी (Brodie) के अनुसार प्रफन सल्फेट कहते हैं।

ग्रेफाइट का अणु हीरे के अणु से भिन्न है। इसके अणु में अनेक कार्बन परमाणु सहसंयोज्यताओं से भिन्न भिन्न तलों में बँधे हुये हैं। एक तल में दो कार्बनों के बीच में $1.48 \times 10^{-8} \text{ cm.}$ की दूरी है; पर भिन्न भिन्न तल परस्पर $3.41 \times 10^{-8} \text{ cm.}$ की दूरी पर हैं। इस तल की दिशा में ही ग्रेफाइट चीरा या फाड़ा जा सकता है। इन तलों के किनारों पर ही रासायनिक प्रतिक्रिया आरम्भ होती है।



ग्रेफाइट को सान्द्र नाइट्रिक

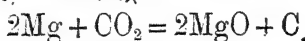
चित्र ७८— ग्रेफाइट अणु ऐसिड से तर करके यदि गरम किया जाय, तो कुछ ग्रेफाइट तो फूल उठते हैं, पर कुछ नहीं। इसे लुजी परीक्षण (Luzi's test) कहा जाता है।

अमणिभ (Amorphous) कार्बन—साधारणतः बेरवा या अमणिभ कार्बन से अभिप्राय निम्न कोयलों से समझा जाता है—(१) लकड़ी या चीनी का कोयला, (२) दीप कज्जली, (३) जान्तव कोयला, (४) कोक (पत्थर का कोयला आदि) (५) गैस कार्बन और (६) एलेक्ट्रोड कार्बन। ये सभी कार्बन काले अपारदर्शक होते हैं। उनके घनत्व भिन्न भिन्न होते हैं। जैसा पहले कहा जा चुका है, ये कोयले अणु की दृष्टि से भिन्न नहीं हैं। एक्सरशिम के द्वारा परीक्षण करने पर स्पष्ट हो जाता है कि ये अमणिभ नहीं हैं। इनमें भी बहुत सूक्ष्म रवे हैं, और इन रवों में कार्बन परमाणुओं का वैसा ही विस्तार है जैसा कि ग्रेफाइट में।

लकड़ी का कोयला (Charcoal)—वन में से काटी हुई लकड़ी के ढेर में जब आग लगायी जाती है, तो इसका पानी निकल जाता है, और

यह लकड़ी कोयले* के रूप में बच जाती है। इस कोयले को बुझा कर बाजार में बेचा जाता है। शक्कर का कोयला अति शुद्ध होता है। अच्छी गन्ने की शक्कर को बन्द मूषा में तब तक गरम किया जाता है कि गैसों निकलनी बन्द हो जायें। अब इस कोयले को ग्रेफ़ाइट नली में क्लोरीन के प्रवाह में 1000° पर गरम करते हैं। ऐसा करने पर कोयले में जो हाइड्रोजन बचा हो वह भी दूर हो जाता है (HCl बनकर)। अब इसे फिर धोकर हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करते हैं जिससे शेष बचा क्लोरीन दूर हो जाय। इस विधि से अति शुद्ध कोयला जिसे शक्कर का कोयला कहते हैं मिलता है। इसका घनत्व 1.2 है और यह हवा में 450° पर जलता है।

मेगनीशियम धातु को कार्बन डिऑक्साइड में गरम करने पर भी शुद्ध अम-ग्लिम कार्बन मिलता है, जिसमें हाइड्रोजन की उपस्थिति की संभावना नहीं है—



लकड़ी के कोयले का उपयोग ईंधन की भांति होता है। लकड़ी में से २५ प्रतिशत तैल के हिसाब से कोयला बैठता है।

लकड़ी के कोयले का घनत्व $1.4-1.6$ होता है। इतना भारी होने पर भी यह पानी पर तैरता है क्योंकि यह रन्ध्रमय होता है, और छेदों में हवा भरी रहती है। रन्ध्रमय होने के कारण यह अनेक गैसों का अधिशोषण करता है। नारियल का कोयला हीलियम समूह की गैसों के शोषण में काम आता है। यह नारियल के खोपड़े को गरम करके बनाया जाता है।

* सूखी लकड़ी 220° पर भूरी होने लगती है, 260° पर गहरी भूरी हो जाती है और 310° पर काली होकर फुलसने लगती है। 350° पर काला कोयला बनता है। लकड़ी के भंजक स्वर्ण (destructive distillation) पर कोलतार, ऐसिड और स्पिरिट बनती है। लकड़ी के कोयले में ८५ प्रतिशत के लगभग कार्बन होता है।

आजकल लकड़ी ऐसे भट्टों या लोहे के भभकों में, जिसमें बाहर से आग लगती है, गरम की जाती है। हवा कहीं नहीं जाने देते। जो वाष्पशील द्रव बनते हैं, उन्हें ठंडा करके अलग कर लेते हैं। इसमें का पानी में विलेय भाग पायरोलिग्निनयस ऐसिड कहलाता है, जिसमें ऐसीटिक ऐसिड, मेथिल ऐलकोहल, और एसिटोन होते हैं। दूसरी चीज कोलतार होती है। लकड़ी गरम करने पर जो गैसें निकलती हैं उन्हें जला कर भभके गरम करने का काम लेते हैं। १०० भाग सूखी लकड़ी में से २५ भाग कोयला, १० भाग तार, ४० भाग पायरोलिग्निनयस ऐसिड और २५ भाग गैस मिलती हैं।

१ आयतन नारियल के कोयले में सामान्य दाब और तापक्रम पर गैसों के निम्न आयतन अधिशोषित होते हैं—

अमोनिया १७१'७	नाइट्रिक ऑक्साइड ७०'५
सायनोजन १०७'५	कार्बन द्विऑक्साइड ६७'७
नाइट्रस ऑक्साइड ८६'३	ऑक्सीजन १७'६
एथिलीन ७४'७	नाइट्रोजन १५

यदि तापक्रम बहुत कम रक्खा जाय तो गैसों की अधिशोषित मात्रा बढ़ जाती है।

	H ₂	N ₂	O ₂	A	He	
०° पर	४	१५	१८	१२	२	आयतन
—१८५° पर	३५	१५५	२३०	१७५	१५	"

दीप कज्जली (Lamp black)—कोयला, मोम, तेल, तारपीन आदि पदार्थ हवा की अनुपयुक्त मात्रा में जब जलते हैं, तो धुआँ निकलता है। चिमनियों में लगी कारिख यही है। हमारे देश में सरसों के तेल को जला कर काजल पारा जाता है। तेल के दिये की लौ पर ठंडा बर्तन रखते हैं। इस पर काजल इकट्ठा हो जाता है जिसे आँख में आँजते हैं।

यह दीप कज्जली बृहत् परिमाण में बनाई जाती है। अमरीका में प्राकृतिक गैसों को एक गोल चक्र के नीचे जलाया जाता है। इस चक्र को निरंतर ठंडा रखते हैं। जो कज्जली इस पर जमा होती है, उसे खुरच लिया जाता है।

ऐसिटिलीन गैस को ६ वायुमंडल दाब पर एकाएक विस्फोट करने पर बहुत शुद्ध कज्जली बनती है। इस प्रतिक्रिया में हाइड्रोजन भी बनता है—



दीप कज्जली में २० प्रतिशत के लगभग तेल की अशुद्धियाँ रहती हैं। शक्कर के कोयले के समान क्लोरीन और हाइड्रोजन में गरम करके इन्हें दूर किया जा सकता है। दीप कज्जली का घनत्व १'७८ है।

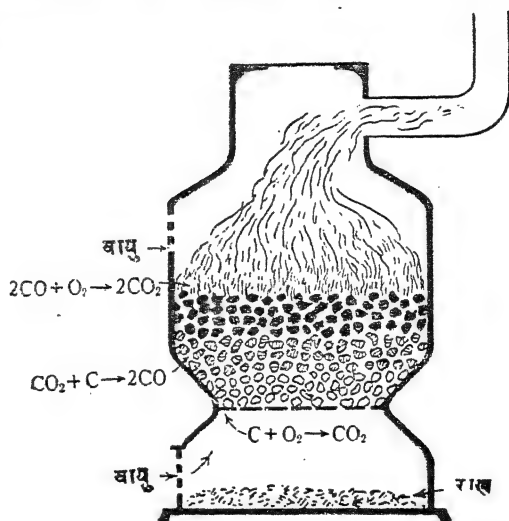
जान्तव कोयला (Animal charcoal)—यह लोहे के भभकों में हड्डियों के विच्छेदक स्वर्ण से बनता है। स्वावण-विधि से जो पानी में विलेय अंश बनता है, वह च्तारीय होता है (लकड़ी वाला अम्लीय था)। इसमें अमोनिया और अन्य नाइट्रोजनीय च्त्तर होते हैं। कुछ अस्थि तैल बनता है जिसे डिपेल तैल (Dippel's oil) कहते हैं; इसमें पिरिडिन होता है।

और कुछ गैसों भी बनती हैं। भभके में जो काला पिंड रह जाता है, उसमें १० प्रतिशत अम्लीय कार्बन, ८० प्रतिशत कैल्सियम फॉस्फेट और कुछ अन्य पदार्थ होते हैं। हाइड्रोक्लोरिक एसिड में ये लवण घुल जाते हैं, और जान्तव कोयला बच रहता है।

चीनी के कारखानों में चासनी के शोधन में इसका व्यवहार बहुत होता था। अधिशोषण प्रतिक्रिया से चासनी का मैल कोयले के पृष्ठ पर रह जाता है, और स्वच्छ

चासनी नीचे आ जाती है। मैलदार कोयले को गरम करके पुनर्जीवित कर लेते हैं। रुधिर का कोयला भी इस काम आता है।

पत्थर का कोयला और कोक—जंगलों के जमीन में दब



जाने के कारण चित्र ७६—भट्टी में कोयले का भस्मीकरण भूमि के भीतर कोयले की खानों का जन्म हुआ। इन वनस्पतियों के कालान्तर में रूपान्तर होकर कई प्रकार के पदार्थ मिलते हैं।

सब से पहली अवस्था में पीट (peat) बनता है, इसमें सजीव पदार्थ अधिक होते हैं, और कार्बन ६०% होता है।

दूसरी अवस्था में लिग्नाइट (lignite) बनता है जो पीट की अपेक्षा अधिक कठोर होता है। इसमें ६७% कार्बन होता है।

तीसरी अवस्था बिटुमिनो कोयले (bituminous coal) की है। जिसमें ८०% के लगभग कोयला होता है।

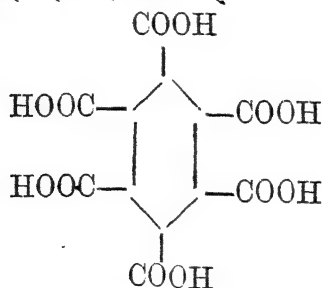
अंतिम अवस्था ऐन्थ्रासाइट (anthracite) की है जिसमें ९०% कार्बन होता है।

हमारे देश में बोकारो, गिरिडीह, झरिया, रानीगंज आदि स्थलों पर कोयले की अच्छी खानें हैं। झरिया में समस्त देश का ४२% कोयला, और रानीगंज में ३२% कोयला निकलता है। इनमें से अधिकांश तो रेलगाड़ियों के इंजनों के काम आता है। अन्य कारखानों में भी इसका उपयोग होता है। झरिया के कोक में ७६.४५% कार्बन, १६.३७% राख, २.२८% पानी और शेष वाष्पशील अंश होता है। जिस कोयले से यह कोक बनता है उसमें ६०.६८% कार्बन, ११.२१% राख और १४.२८ प्रतिशत वाष्पशील अंश होता है।

खान में से निकले पत्थर के कोयले का जब विच्छेदक खनण करते हैं, तो वाष्पशील गैसों को ठंडा करने पर तो कोलतार बनता है और जो कोयला बच रहता है उसे कोक कहते हैं। इसका उपयोग ईंधन के रूप में किया जाता है। इसे जलाने पर धुआँ नहीं निकलता।

गैस कार्बन—जिन भभकों में पत्थर के कोयले का विच्छेदक खनण होता है, उनकी दीवारों पर और छत पर जो कज्जली जमा हो जाती है, वह अति शुद्ध कार्बन है। यह बड़ा कठोर होता है। इसे गैस कार्बन कहते हैं। यह बिजली का अच्छा चालक है। इसके एलेक्ट्रोड बनाये जाते हैं।

अमणिम कार्बन को यदि सान्द्र नाइट्रिक एसिड से प्रतिकृत किया जाय तो भूरा विलेय पदार्थ मिलता है, जिसे मेलिटिक एसिड, (mellitic acid) $C_6(COOH)_6$, कहते हैं। यह बैजिन पद कार्बोक्सिलिक एसिड है।



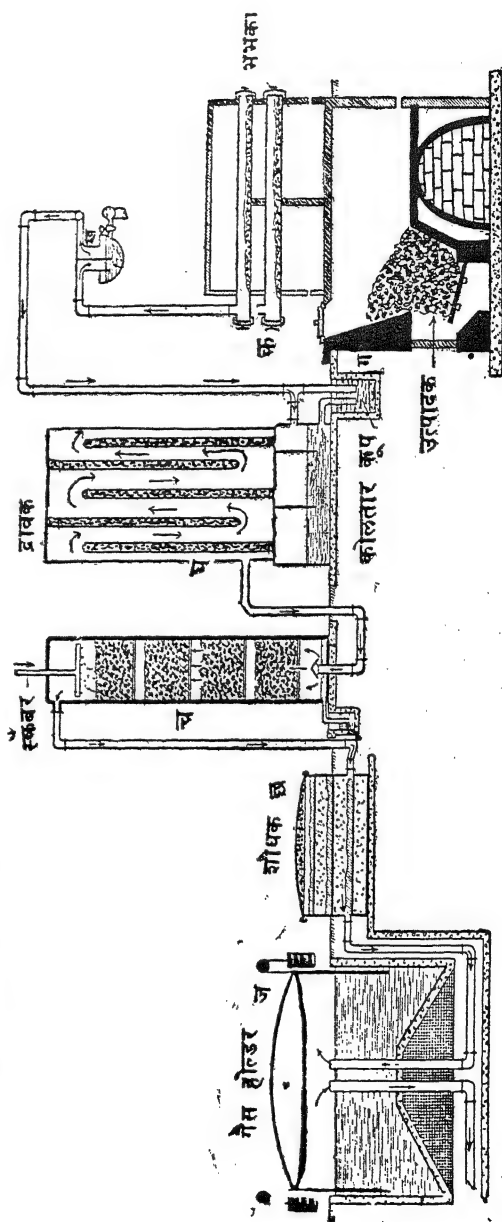
लकड़ी के कोयले और पोटैसियम परमैंगनेट के योग से भी यह बनता है।

कोल गैस—कोयले को हवा की अनुपस्थिति में जब बन्द भभकों में गरम किया जाता है तो चार प्रकार के पदार्थ प्राप्त होते हैं—(१) कोल गैस, (२) कोक, (३) कोलतार और (४) अमोनियत द्रव। एक टन कोयले से लगभग १२,००० घनफुट कोल गैस बनती है अर्थात् कोयले की

१८% (तैल से)।
यदि तापक्रम १४००-
१५००° रक्खा
जाय तो यह पड़ता
(yield) २२%
तक हो सकता है।

कोल गैस के
आधुनिक कारखानों
में बड़े आकार के
ऊर्ध्वाधर (vertical)
भभकों का प्रयोग किया
जाता है, पुराने कार-
खानों में अनुप्रस्थ
(horizontal)
भभके काम आते
हैं। ऊर्ध्वाधर भभकों
से लाभ यह है कि
बेरोक लगातार काम
लिया जा सकता है।
इन भभकों में अग्नि-
जित ईंटों का एक
मुखस्तम्भ (shaft)
होता है जिसके शीर्ष
पर गैस-रोधक एक
हौपर (टोपी)
होती है। इस टोपी
को खोलकर बीच
बीच में कोयला
भभके में और छोड़ा
जा सकता है।

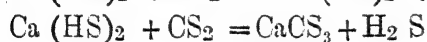
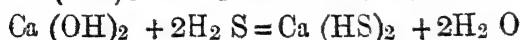
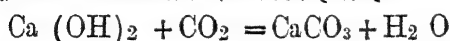
भभकों को



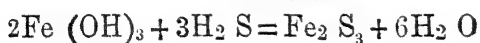
चित्र ८०—कोल गैस बनाना

“उत्पादक गैस” (प्रोड्यूसर गैस) से गरम किया जाता है। यह गैस कार्बन एकौक्साइड और हवा का मिश्रण है। तापक्रम लगभग 1300° रहता है। जो गैस यहाँ से उठती है, वे एक पुनरुत्पादक (regenerator) में होकर जाती हैं, जहाँ इन व्यर्थ गैसों की गर्मी को भीतर आने वाली हवा ले लेती है।

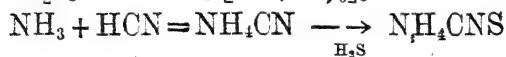
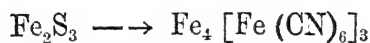
भभकों से उठी गैसों फिर जल प्रेरित प्रणालियों (hydraulic mains) में जाती हैं, और वहाँ से ये द्रावकों (condenser) में पहुँचती हैं। यहाँ इनका कोलतार ठंडा होकर टंक्रियों में जमा हो जाता है। अब ये गैसों मार्जकों (scrubbers) में पहुँचती हैं, वहाँ पानी की मीसी (spray) से इनकी धुलाई होती है। मार्जकों में इस प्रकार इन गैसों का सब अमोनिया, और कुछ हाइड्रोसायनिक एसिड धुल जाता है। मार्जक से बाहर आयी गैसों में अब भी कुछ गन्धक के यौगिक जैसे कार्बन द्विसलफाइड और हाइड्रोजन सलफाइड, एवं कुछ हाइड्रोसायनिक और कार्बन ट्राइऑक्साइड रह जाते हैं। अतः इन गैसों को शोधकों (purifiers) में होकर प्रवाहित करते हैं। इन शोधकों में चूना और फेरिक ऑक्साइड (हाइड्रेट) की ८ फुट मोटी तह होती है। शोधकों में प्रतिक्रियायें इस प्रकार होती हैं—



थायोकार्बोनेट



HCN



इस प्रकार इन शोधकों में मार्जक से बचकर निकली हुई सब गैसों प्रतिक्रिया करके दूर हो जाती हैं।

कोल गैस अनेक ज्वलनशील गैसों का मिश्रण है। इसका संगठन कार्बनीकरण (carbonisation) के तापक्रम पर निर्भर है। साधारणतया कोल गैस में निम्न गैसों होती हैं—

हाइड्रोजन ४३-५५ प्रतिशत	}	तापजनक गैसों
मेथेन २५-३५ ”		
कार्बन एकौक्साइड ४११ ”		

ओलिफिन, एसिटिलीन,

वैजिन २-५'५ प्रतिशत

नाइट्रोजन २-१२ " } अशुद्धियाँ
कार्बन डिऑक्साइड ०-३ " }
ऑक्सीजन ०-१'५ " }

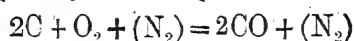
अच्छी कोल गैस का तापजनक मान प्रति पौंड १६००० B.Th.U.

है (प्रति घन फुट ६०० B.Th.U.) ।

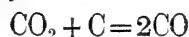
ब्रिटिश थर्मल यूनिट (B.Th.U.) अर्थात् अंग्रेजी ताप इकाई वह ताप है जो १ पौंड पानी को १° F गरम करने में लगता है ।
१ B.Th.U. = ३.६६८ किलोकैलरी ।

कोल गैस का उपयोग जलाने और प्रकाश के काम में होता है । रासायनिक प्रतिक्रियाओं में अपचायक के रूप में अथवा निष्क्रिय वातावरण प्रदान करने के लिये भी इसका व्यवहार होता है ।

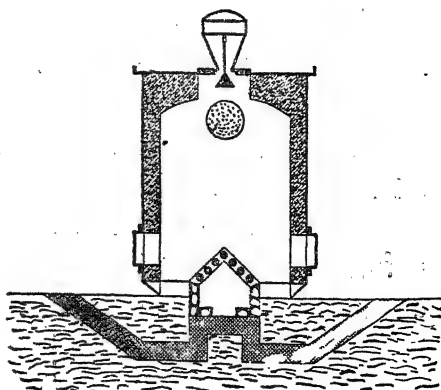
उत्पादक गैस (Producer gas)—यह कार्बन एकॉक्साइड और नाइट्रोजन गैस का मिश्रण है । जब दहकते कोयले के ऊपर हवा प्रवाहित की जाती है तो यह गैस बनती है ।



जो कुछ कार्बन डिऑक्साइड बनती है, उसका भी अपचयन हो जाता है—



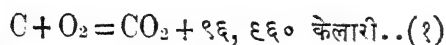
गैस बनाने का “उत्पादक” (producer)—यह बेलनाकार भट्टी ऐसा होता है (६-१२ फुट व्यास का, १०-१५ फुट ऊँचा) । अन्दर इसके आग्नेय ईंटों का अस्तर होता है, और बाहर से इस्पात का । नीचे पानी भरा होता है । पानी के सतह के कुछ ऊपर से वायु एक मोटे नल द्वारा भीतर घुसती है । लोहे की छड़ों पर रखवा हुआ कोक या कोयला धक्कता रहता है । भट्टी के ऊपर एक टोपी (हॉपर) होता है जिससे बीच बीच में कोयला



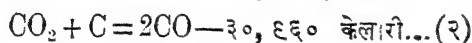
चित्र ८१—उत्पादक गैस

और डाला जा सकता है। राखी निकालने के लिये भी एक द्वार पैंदे के पास होता है। भट्ठी की दीवार में ऊपर की तरफ एक द्वार प्रोड्यूसर गैस के निकलने का होता है।

नीचे भट्ठी में कार्बन और हवा के योग से पहले तो कार्बन द्विऑक्साइड बनता है—



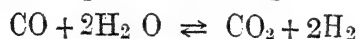
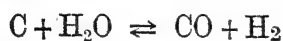
यह गैस ऊपर धक्कते कोयलों में पहुँचते पहुँचते एकॉक्साइड बन जाती है—



पहली प्रतिक्रिया तापक्षेपक (exothermic) है और दूसरी तापशोषक (endothermic)। दोनों प्रतिक्रियाओं का संयुक्त परिणाम + ५८,००० कैलॉरी है। इसका उपयोग उत्पादक गैस में किया जाता है।

शुद्ध हवा और शुद्ध कार्बन से बनी उत्पादक गैस में आयतन के हिसाब से ३४.७ % CO और ६५.३ % N₂ होता है, पर व्यवहार में नित्य प्रति बनायी जाने वाली गैस में कार्बन एकॉक्साइड इतने से कम ही होती है। उत्पादक गैस हवा से भारी और पानी में अविलेय होती है। इसका तापमान सापेक्षतः कम है, और इसकी ज्वाला का तापक्रम भी नीचा होता है। फिर भी सस्ते होने के कारण इसका उपयोग बहुत किया जाता है। मोटर लारियाँ हमारे नगरों में उत्पादक गैस से बहुधा चलती हैं।

जल गैस (वाटर गैस)—अगर दहकते हुये कोक के ऊपर से भाप प्रवाहित की जाय तो कार्बन एकॉक्साइड, कार्बन द्विऑक्साइड, और हाइड्रोजन का मिश्रण मिलेगा—



तापक्रम	प्रतिशत भाप विभाजित	गैस का संगठन आयतन से		
		H ₂	CO	CO ₂
६७५°	८८	६५.२	४.६	२९.८
८४०°	४१.०	६१.६	१५.१	२२.६
१०१०°	६४.०	४८.८	४६.७	१.५
११२५°	६६.४	५०.६	४८.५	०.६

जैसे जैसे तापक्रम बढ़ता है, कार्बन एक्रोसाइड की प्रतिशत मात्रा भी बढ़ती जाती है, जैसा कि निम्न अंकों से स्पष्ट है—

साधारण जल गैस में ४६.१७ प्रतिशत H_2 ; ४३.७५ % CO , २.७१% CO_2 और शेष थोड़ा सा नाइट्रोजन और मेथेन होती है।

जल गैस बनाने के यंत्रों में कोक के ऊपर पहले हवा प्रवाहित करते हैं जिससे उत्पादक गैस बनती है। तापक्रम इस प्रकार ऊँचा उठ जाता है। इसको “उष्ण प्रवाह” (hot blow) कहते हैं। यह प्रवाह १० मिनट तक रहता है। जब कोयले का तापक्रम बहुत ऊँचा उठ गया तो १ मिनट तक पानी की भाप प्रवाहित करते हैं। इसे “शीत प्रवाह” (cold blow) कहते हैं। जल गैस बनने पर तापक्रम फिर १०००° के नीचे पहुँच जाता है। अब फिर “उष्ण प्रवाह” करते हैं। बारीबारी से दोनों प्रवाह करते रहते हैं।

जल गैस का तापजनक मान काफी ऊँचा है (२८०-३१० B.Th.U. प्रति घन फुट)। इसकी ज्वाला छोटी पर गरम होती है। अतः इसका उपयोग गला कर जोड़ने में (welding) होता है। इस जल-गैस में हाइड्रोजन होता है, अतः बहुत सी जगहों में हाइड्रोजन गैस इस विधि से तैयार करते हैं। यह “कार्बनकृत जल गैस” बनाने के भी काम आती है।

“कार्बनकृत जल गैस”—(Carburetted water gas)—कोल गैस की अपेक्षा जल गैस का तापजनक मान बहुत कम है। कभी कभी कोल गैस को हलका करने के लिये जल गैस का उपयोग करते हैं। अतः यह भी आवश्यकता पड़ती है कि किसी प्रकार जल गैस का तापजनक मान कुछ बढ़ा दिया जाय। यह उद्देश्य जल गैस के कार्बनीकरण से सिद्ध होता है। पेट्रोलियम तेल के भंजन से जो हाइड्रोकार्बन निकलते हैं, उन्हें जल गैस में मिला दिया जाता है।

इसे बनाने के विधान में पहले तो पानी की भाप को कोयले पर प्रवाहित करके वाटर गैस बनाते हैं। फिर यह गैस “कार्बनीकारक” (carburetter) स्तम्भ में जाती है, जिसमें ऊपर से पेट्रोलियम तेल गिरता रहता है। गरमी पाकर तेल का भंजन (cracking) होता है। फिर वाटर गैस और हाइड्रोकार्बनों का मिश्रण अतितापकों (superheaters) में ले जाते हैं और वहाँ से फिर गरम शोधकों (purifier) में।

कार्बनीकृत जल गैस में निम्न चीजें होती हैं—

H ₂	३४-३८ %	CO ₂	०.२-२.२ %
CO	२३-३८ %	असंतृत हाइड्रोकार्बन	१३-१६ %
संतृत हाइड्रोकार्बन	१७-२१ %	N ₂	२.५-५ %

इस गैस का उपयोग कोल गैस के साथ साथ गरम करने और प्रकाश देने दोनों में होता है।

अर्धजल गैस—(Semi-water gas)—उत्पादक गैस में ३०% गरमी नष्ट हो जाती है, यदि इस गैस का वहीं उपयोग न कर लिया जाय जहाँ यह बनायी जाती है। कार्बन और हवा के योग से जो प्रतिक्रियायें होती हैं, वे तापक्षेपक हैं; पर भाप और कार्बन वाली प्रतिक्रिया तापशोषक है। अतः यदि हम दहकते कोयले पर भाप और हवा दोनों का मिश्रण प्रवाहित करें तो उत्पादक गैस और जल गैस दोनों का लाभ मिल सकेगा। कार्बन-हवा के योग से प्रदत्त ताप का उपयोग कार्बन-भाप वाली प्रतिक्रिया में हो जायगा।

इस प्रकार दहकते कार्बन पर पानी की भाप और हवा के मिश्रण को प्रवाहित करने पर जो गैस मिलती है उसे “अर्ध-जल गैस” कहते हैं। इसमें २७ % CO, १०.६ % H₂, ४.५ % CO₂, ५६.३२ % N₂ और शेष अंश मेथेन आदि का होता है।

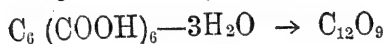
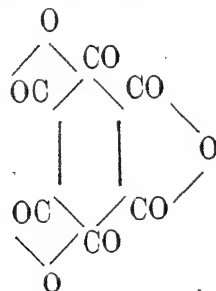
मिट्टी के तेल की गैस—प्रयोगशालाओं में बर्नरों में जलाने के लिये जिस गैस का प्रयोग होता है वह मिट्टी के तेल (केरोसीन) से बनायी जाती है। इस तेल के भंजन (cracking) करने पर अनेक गैसें निकलती हैं जो ज्वलनशील हैं। इस गैस के कारखाने में मिट्टी का तेल लोहे के भभके के रक्त-तप्त पृष्ठ पर थोड़ा थोड़ा चुआया जाता है। तेल की बूँद जैसे ही भभके पर पड़ी, यह वाष्पीभूत हुई और गरमी के कारण इसका भंजन भी हो गया। मेथेन और एथिलीन श्रेणी के अनेक हाइड्रोकार्बन बनते हैं। यह जलप्रेरित प्रणायकों में होते हुए मार्जकों में पहुँचते हैं, जहाँ पानी से इनकी धुलाई होती है, और गैसों के साथ आया कीचड़ (तार कोल) दूर कर लिया जाता है। फिर गैस के बड़े बड़े संग्राहकों (gas holder) में इन्हें भर लेते हैं।

कार्बन के यौगिक

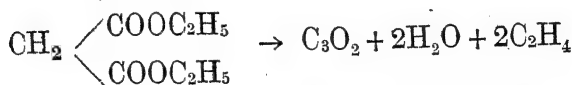
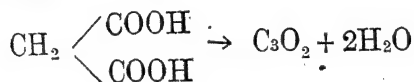
ऑक्साइड—कार्बन के ४ ऑक्साइड ज्ञात हैं—

(१) मेलिटिक एनहाइड्राइड, $C_{12}O_9$ (२) कार्बन सबौक्साइड, C_3O_2 (३) कार्बन एक्वाक्साइड, CO (४) कार्बन द्विअक्साइड, CO_2 इनके अतिरिक्त C_3O_2 भी सन्दिग्ध रूप से बताया जाता है ।

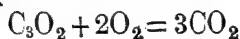
मेलिटिक अनुद या-एनहाइड्राइड, $C_{12}O_9$ —अमणिम कार्बन और सान्द्र नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से जो वैजीन षट् कार्बोक्सिलिक एसिड बनता है उसे मेलिटिक एसिड कहते हैं । इसका उल्लेख पहले किया जा चुका है । समीप के दो कार्बोक्सिलिक समूहों में से एक-एक अणु पानी का निकल जाय तो मेलिटिक एनहाइड्राइड रह जावेगा—



कार्बन सबौक्साइड, C_3O_2 —यह मेलोनिक एसिड (या उसके एस्टर) को फॉस्फोरस पंचौक्साइड द्वारा प्रतिकृत करके (300° और 12 mm दाब पर) बनाया जाता है ।

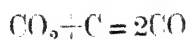


इस गैस में तीक्ष्ण गन्ध होती है । बर्फ में ठंढा करने पर द्रव देती है जिसका क्वथनांक 6° है । हलके से गरम करने पर ही विभाजित हो जाती है । यह धूम्रवान नीली ज्वाला से जलती है ।



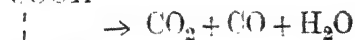
कार्बन एक्वाक्साइड, CO —इसके बनाने की विधियाँ निम्न हैं—

(१) कार्बन ड्वायॉक्साइड को काँच की दहन नली में तप्त कोयले पर प्रवाहित करके (उत्पादक गैस देखो)—



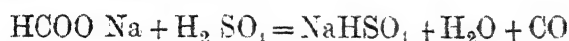
नली से बाहर निकली हुई गैसों को पोट्याश विलयन में यदि प्रवाहित किया जाय तो शेष बचा कार्बन ड्वायॉक्साइड रोपित हो जायगा ।

(२) फॉर्मिक एसिड या ऑक्जेलिक एसिड में से सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा पानी निकाल कर—

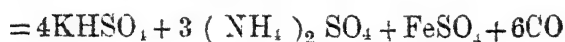
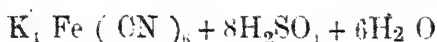


फॉर्मिक एसिड से अकेला कार्बन एक्वाइड निकलता है, पर ऑक्जेलिक एसिड से कार्बन एक्वाइड और ड्वायॉक्साइड दोनों गैसें निकलती हैं । कास्टिक पोट्याश विलयन में ड्वायॉक्साइड गैस सोख ली जा सकती है ।

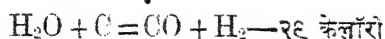
सोडियम फॉर्मेट और सल्फ्यूरिक एसिड को परस्पर गरम करने पर सुविधापूर्वक एक्वाइड बनता है—



(३) पोटैसियम फेरोसायनाइड और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से (हलके एसिड से HCN निकलता है)—

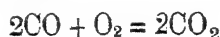


(४) दहकते हुये कोयले पर भाप प्रवाहित करके—(“जल गैस” देखो)

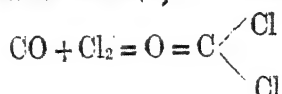


गुण—यह नीरंग गैस है जिसमें कोई स्वाद या गन्ध नहीं होता । यह बहुत ही विषैली है, यह खून के हीमोग्लोबिन के साथ कार्बोक्स-हीमोग्लोबिन बनाती है । यदि खून को आधी हीमोग्लोबिन इस प्रकार संयुक्त हो जग्य तो प्राणी की मृत्यु हो जाती है । जिन कारखानों के पास धुआँ बहुत होता है, या जहाँ कोल गैस हांती है, वहाँ इस विष से ग्रस्त होने की संभावना बहुत होती है ।

इस गैस का घनत्व वायु के घनत्व के बराबर ही है। द्रव कार्बन एकौक्साइड का द्रव्यत्वक— 18.0° और द्रव्यत्वक— 30.9° है। यह स्थायी गैस है। गरम करने पर भी नहीं विभाजित होती। हवा के साथ विस्फोट मिश्रण बनाती है। विस्फोट होने पर डिऑक्साइड बनता है—

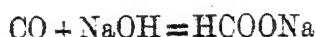


कार्बन एकौक्साइड बिलकुल शिथिल ऑक्साइड है, अतः यह क्लोरीन से संयुक्त होकर कार्बोनिल क्लोराइड, या फॉसजीन गैस, COCl_2 , देता है—

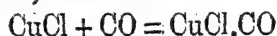


यदि एकौक्साइड गैस और गन्धक की वाष्पों को गरम नली में होकर प्रवाहित किया जाय तो कार्बोनिल सल्फाइड, COS , बनेगा।

कार्बन एकौक्साइड और गरम कार्बिक सोडा के योग से सोडियम फॉर्मेट बनता है—



कार्बन एकौक्साइड क्यूप्रस क्लोराइड के साथ एक संयोजन यौगिक (योगशील यौगिक) बनाता है।

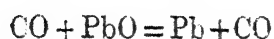


यदि क्यूप्रस क्लोराइड और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के विलयन में कार्बन एकौक्साइड गैस प्रवाहित की जाय, तो यह गैस सोख ली जावेगी। विलयन के सूखने पर रवेदार यौगिक $\text{CuCl.CO.2H}_2\text{O}$ बनता है। यह यौगिक तभी बनता है, जब पानी या अमोनिया भी मौजूद हो। निर्जल एल्कोहल में क्यूप्रस क्लोराइड इस गैस का शोषण नहीं करता।

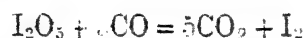
अनेक धातुयें कार्बन एकौक्साइड के साथ कार्बोनिल बनाती हैं। जैसे निकेल कार्बोनिल $\text{Ni}(\text{CO})_4$, कोबल्ट कार्बोनिल $\text{Co}(\text{CO})_8$ और $\text{Co}_2(\text{CO})_8$, लोह कार्बोनिल $\text{Fe}(\text{CO})_4$ और $\text{Fe}(\text{CO})_5$, रूथेनियम-कार्बोनिल, $\text{Ru}(\text{CO})_2$ ।

कार्बन एकौक्साइड प्रबल अस्वाद्यक गैस है। यह लेंड ऑक्साइड को सीमा में परिणत कर देती है—

* सन् १८८० में डिक्सन (Dixon) ने यह देखा कि पूर्णतः सुखाली गयी कार्बन एकौक्साइड सर्वथा शुष्क ऑक्सीजन के साथ विस्फोट नहीं देती।



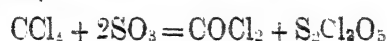
यह 80° पर आयोडीन पंचौक्साइड I_2O_5 को अपचित करके आयोडीन देता है—



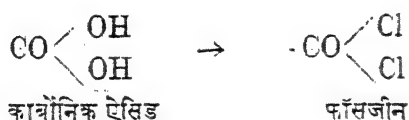
इस प्रतिक्रिया का उपयोग कार्बन एक्सीडाइड के अनुमापन में होता है।

फॉसजीन या कार्बोनिल क्लोराइड, COCl_2 —यह कहा जा चुका है कि कार्बन एक्सीडाइड और क्लोरिन के योग से फॉसजीन गैस बनती है। यह योग सूर्य की रोशनी में होता है; अथवा दोनों गैसों को तप्त ज्ञान्तव कोयले पर प्रवाहित करने पर होता है। जॉन डेवी (John Davy) ने १८११ में इस विषैली गैस का पता लगाया था।

कार्बोनिल क्लोराइड बनाने की दूसरी विधि कार्बन चतुः क्लोराइड और धूमवान सल्फ्यूरिक एसिड के योग से है—



इस क्लोराइड को कार्बोनिक एसिड का एसिड-क्लोराइड माना जा सकता है—



यह अमोनिया के साथ यूरिया देता है—

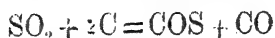


यह ठंडे होने पर द्रव हो जाता है। नीरंग द्रव का कथनांक -2° है।

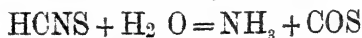
कार्बोनिल सल्फाइड, COS —इसे कार्बन ऑक्सिड सल्फाइड भी कहते हैं। मन् १८३७ में थान (Than) ने कार्बन एक्सीडाइड और गन्धक वाष्पों को तप्त नली में प्रवाहित करके इसे पहली बार बनाया था—



यह रक्ततप्त कोयले पर गन्धक ट्राइऑक्साइड प्रवाहित करके भी बनाया जा सकती है।

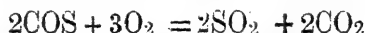


पर इसके बनाने को सबसे सरल विधि हलके सलफ्यूरिक ऐसिड (५ आयतन ऐसिड, ४ आयतन पानी) और अमोनियम थायोसायनेट की २०° पर प्रतिक्रिया से है। थायोसायनेट का उद्विच्छेदन इस प्रकार होता है—



प्रतिक्रिया में कुछ HCN और CS₂ भी बनते हैं। गैस को कास्टिक पोटाश के सान्द्र विलयन में प्रवाहित करने पर HCN दूर हो जाता है। फिर गैस को सान्द्र सलफ्यूरिक ऐसिड में होकर और फिर त्रिमेथिल फॉस्फीन, P (CH₃)₃, पिरिडिन, और नाइट्रोबेन्ज़ीन के मिश्रण में प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर CS₂ भी दूर हो जाता है।

कार्बोनिल सल्फाइड नोरंग, निःस्वाद गैस है जो पानी में कुछ कम पर टोल्विन में अच्छी तरह विलेय है। १२५ वायुमंडल दाब पर ०° पर द्रवीभूत होती है; कथनांक—४०.२° और द्रवणांक—१३८.२° है। यह बहुत ज्वलनशील है, और नीली, कुछ धूमवान ज्वाला से जलती है। आर्द्र अवस्था में यह ऑक्सीजन के साथ विस्फोट भी देती है—



यदि गरम कैटिनम तार की कुंडली इसमें छोड़ी जाय तो इसमें से कार्बन एकौक्साइड मिलता है—

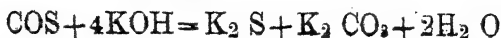


क्योंकि प्रतिक्रिया में गन्धक ठोस है, अतः आयतन में कोई अन्तर नहीं आता।

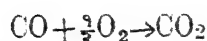
जलीय विलयनों में कार्बोनिल सल्फाइड का उद्विच्छेदन होकर पहले थायोलकार्बोनिक ऐसिड, OH.CO.SH, बनता है, और फिर हाइड्रोजन सल्फाइड—



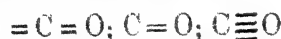
इसके जलीय पोटाश या एलकोहलिक पोटाश के साथ पोटेसियम सल्फाइड और कार्बोनेट बनते हैं—



कार्बन एक्कोक्साइड का संगठन—कार्बोनिल क्लोराइड और सल्फाइड के अध्ययन के अनन्तर हम कार्बन एक्कोक्साइड के सूत्र का आलोचना कर सकते हैं। यह तो स्पष्ट है कि इसके अणु में एक परमाणु कार्बन का और एक ऑक्सीजन का है। यूडियोमीटर में एक आयतन एक्कोक्साइड को आधे आयतन ऑक्सीजन के साथ विस्फुटित किया जाय तो १ आयतन कार्बन द्विऑक्साइड बनता है।



अतः यदि द्विऑक्साइड का सूत्र CO_2 है, तो एक्कोक्साइड का CO हुआ। इसे हम निम्न रूपों में लिख सकते हैं—



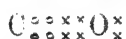
ऋणाणु लिङ्गात् के आधार पर पहले दो सूत्र तो एक ही हैं, और ऐसे अणु को व्यक्त करते हैं जो अति ध्रुवीय होना चाहिये क्योंकि इसमें एक ओर ४ ऋणाणु हैं और दूसरी ओर दो—



(× ऋणाणु ऑक्सीजन के, ° ऋणाणु कार्बन के)



तीसरे सूत्र से भी ध्रुवीय यौगिक मिलेगा—



पर वास्तव में कार्बन एक्कोक्साइड ध्रुवीय नहीं है। अतः इसके ये तीनों सूत्र गलत हैं। इसे चौथे निम्न सूत्र द्वारा व्यक्त करना पड़ेगा।



इसमें बीच में ६ ऋणाणु और दोनों ओर दो-दो ऋणाणु हैं। यह सूत्र इस प्रकार समतुलीय होने से अध्रुवीय अणु की रचना व्यक्त करता है।

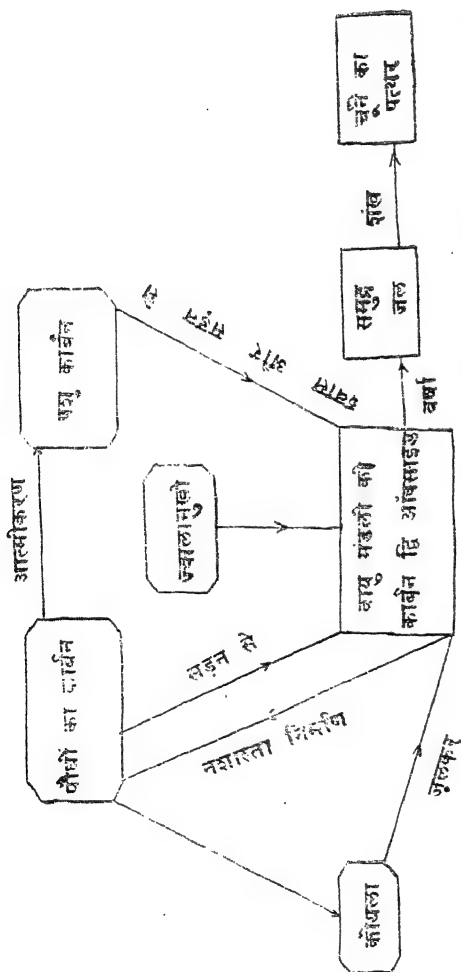
इसकी पुष्टि इससे भी होती है, कि कार्बन एक्कोक्साइड दाता (donor) है। कार्बन ऋणाणुओं का एक धुम्र द्रव्य पर माइसों के कार्बोनिल अम्ल $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{CO})_2]\text{Cl}_2$ के समान यौगिक बनाता है। इसका परावर्तनिक (paraether) मान भी इसी की पुष्टि करता है।

कार्बन द्विऑक्साइड, CO_2 —पुराने कुओं की भ्रष्ट हवा (foul air)

से परिचय तो हमारा पुराना है। वन्द कमरों में जो धुटन होती है उसका अनुभव भी अति प्राचीन है। अंगूर, महुये या जौ की शराब बनते समय जो गैस निकलती है उसका निरीक्षण भी पुरानी बात है। १६ वीं शताब्दी में वैन हेलमण्ट (van Helmont) ने खड़िया और सिरके की प्रतिक्रिया से

मिली गैस का भी उल्लेख किया है। सन् १७७४ में बर्गमैन (Bergman) ने इसका विशद अध्ययन किया और बाद को लेवाज़िये (Lavoisier) ने इसकी रचना ठीक प्रकार से व्यक्त की।

१० सहस्र भाग वायु में कार्बन डाइऑक्साइड ३ भाग उपस्थित है। इसकी विद्यमानता जीवन में बड़ा महत्त्व रखती है। वनस्पति, जानवर और प्राणिजीवन भी इस पर निर्भर है। पेड़ पौधों में जितना कार्बन है, वह जमीन से नहीं मिलता बल्कि हवा की इस गैस से ही। हम लोगों के शरीर का कार्बन वनस्पतिक पदार्थों से मिलता है। हम भोजन खा कर उसके कुछ कार्बन को शरीर में संग्रह कर लेते हैं, और शक्ति मिलती है। यह



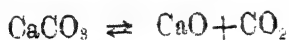
चित्र — प्रकृति में कार्बन चक्र
कुछ पेट में ईंधन की तरह जलता है जिससे हमें

ईंधन जला कर हम भी श्वास द्वारा कार्बन द्विऑक्साइड बाहर वायु में फेंकते हैं। इस प्रकार कार्बन भी वायु में चला जाता है। सूर्य के प्रकाश में वनस्पतियाँ अपने क्लोरोफिल की सहायता से फिर कार्बन द्विऑक्साइड ग्रहण करती हैं, और इसका विभाजन करके कार्बन अपने पास रख लेती हैं, और हमारे उपयोग का ऑक्सीजन हवा को दे देती हैं। इस प्रकार कार्बन द्विऑक्साइड और ऑक्सीजन का चक्र निरंतर चलता रहता है।

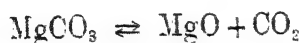
कार्बन द्विऑक्साइड बनाने की विधियाँ चार प्रकार की हैं—

- (१) कार्बन और इसके यौगिकों को जला कर।
- (२) कार्बोनेटों को तपा कर।
- (३) कार्बोनेट और ऐसिडों के योग से।
- (४) क्लैच की प्रतिक्रिया द्वारा जैसे कि शराब बनाते समय।

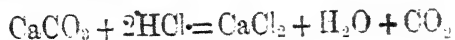
साधारणतया ईंधन के जलाने पर जो कार्बन द्विऑक्साइड बनता है, वह व्यर्थ जाता है। व्यापारिक मात्रा पर यह गैस कार्बोनेटों को तपा कर बनाते हैं जैसे कि चूने के पत्थर से भट्टों में—



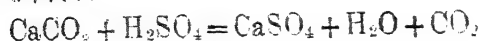
इसी प्रकार मैगनीशियम कार्बोनेट से—



प्रयोगशालाओं में यह गैस संगमरमर पत्थर के टुकड़ों और ऐसिडों के योग से बनायी जाती है—

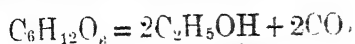


संगमरमर



खड़िया

शराब बनते समय ग्लूकोज और इसी प्रकार की अन्य शर्करायें निम्न प्रकार कार्बन द्विऑक्साइड गैस देती हैं—



एलकोहल

शराब के कारखानों में से इस प्रकार पीपों में से निकली हुई गैस का उपयोग सोडा वाटर के व्यापार में होता है।

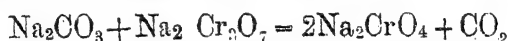
कार्बन ट्राइऑक्साइड यदि बिलकुल शुद्ध बनाना हो तो सोडियम बाइकार्बोनेट को गरम करना चाहिये—



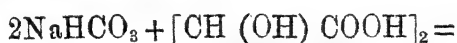
या सोडियम कार्बोनेट को हलके सल्फ्यूरिक एसिड के साथ प्रतिकृत करना चाहिये—



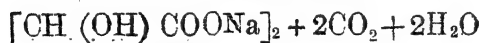
१ भाग सोडियम कार्बोनेट को ३ भाग सोडियम या पोटैसियम डिक्रोमेट के साथ गरम करके भी शुद्ध गैस बनती है—



बेकिंग पाउडर, अर्थात् पावरोटी, बिसकिट आदि बनाने में जो चूर्ण काम आता है, उसमें सोडियम बाइकार्बोनेट और टारटरिक एसिड के समान कोई मिश्रण होता है। शुष्क रहने पर तो यह कार्बन ट्राइऑक्साइड नहीं देता; पर पानी पड़ने पर यह गैस निकलती है। पकाते समय गरम किये जाने पर यह गैस फैलती है—



टारटरिक एसिड



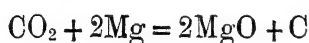
टारट्रेट

गुण—कार्बन ट्राइऑक्साइड गैस नीरंग होती है। इसमें हलका सा मीठा स्वाद होता है, और इसीलिये इसका विलयन स्वादिष्ट लगता है। यह विषैली नहीं है, पर हाँ, इससे श्वास का काम नहीं निकाला जा सकता। पर श्वासकेन्द्रों को यह उत्तेजित कर देती है। अतः यदि किसी का दमचुट रहा हो तो उसे ऑक्सीजन और कार्बन ट्राइऑक्साइड का मिश्रण सुँघाना लाभदायक है। बन्द कमरों में जो उगस होती है, वह वस्तुतः इस गैस की उपस्थिति के कारण नहीं है। यह तो अत्यन्त आर्द्रता, वायु प्रवाह के अभाव, आदि के कारण है।

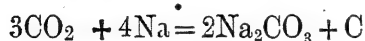
यदि गैस पर अधिक दाब डाला जाय अथवा इसे अच्छी तरह ठंढा किया जाय तो यह द्रवीभूत हो सकती है। गैस सिलिण्डर के मुँह के पास से जब गैस निकलते समय एकदम फैलती है, तो इतनी ठण्डी हो जाती है कि यह बर्फ के समान जम जाती है। द्रव कार्बन ट्राइऑक्साइड और ऐमिल ऐसीटेट या ईथर के मिश्रण की सहायता से हमें— 100° तापक्रम मिल सकता है। ठोस कार्बन ट्राइऑक्साइड बिना गले ही वाष्पीभूत होने लगता है। इसका ऊर्ध्वपातन तापक्रम १ वायुमंडल दाब पर— 78.2° है। ठोस कार्बन ट्राइऑक्साइड को “शुष्क बर्फ” (dry ice) और “शुष्क शीत” (dricold) भी कहते हैं। बर्फ जमाने की मशीनों में इसका व्यवहार होता है।

15° और सामान्य दाब पर १ आयतन पानी में 1.002 आयतन कार्बन ट्राइऑक्साइड घुलती है। सोडावाटर की बोतलों में विलयन ८ वायुमंडल दाब पर बनाया जाता है। लगभग 0.2% सोडा भी पानी में घोल दिया जाता है। सभी प्राकृतिक पानियों में यह गैस थोड़ी बहुत घुली हुई है। इसी लिये पानी के भीतर भी कुछ पौधे उगाये जा सकते हैं।

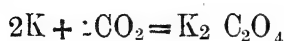
कार्बन ट्राइऑक्साइड स्थायी गैस है और आसानी से विभाजित नहीं होती। इसमें कोई पदार्थ जलता भी नहीं है, केवल सोडियम, पोटैसियम और मेगनीशियम इसके अपवाद हैं। मेगनीशियम का तार इसमें जलता है, और कार्बन मुक्त हो जाता है—



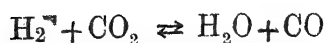
पर सोडियम के से साथ प्रतिक्रिया में कार्बोनेट बनता है—



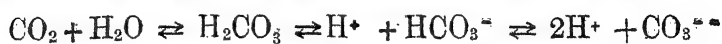
पोटैसियम के साथ 230° — 240° पर जो प्रतिक्रिया होती है उसमें १७ प्रतिशत तक पोटैसियम ऑक्जेट भी बनता है—



हाइड्रोजन गैस के साथ यदि इसका मिश्रण तपाया जाय तो कुछ कार्बन एक्साइड भी बनता है।



पानी में घुल कर कार्बन] द्विऑक्साइड कार्बोनिक एसिड देता है जो द्विभासिक एसिड है। इसका आयनीकरण इस प्रकार होता है—

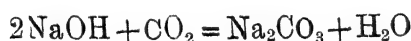


इस अम्ल के विघटन स्थिरांक इस प्रकार हैं—

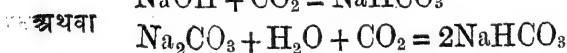
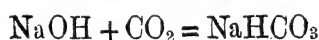
$$\frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 3.0 \times 10^{-7} \quad (15^\circ \text{ पर})$$

$$\frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{--}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 6 \times 10^{-11} \quad (25^\circ \text{ पर})$$

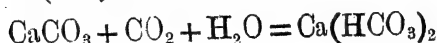
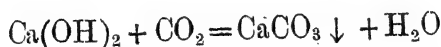
कार्बन द्विऑक्साइड को वस्तुतः इस कार्बोनिक एसिड का अनुद या ऐनहाइड्राइड समझना चाहिये। यह एसिड द्विभासिक है, इसलिये इसके दो प्रकार के लवण बनते हैं—सामान्य कार्बोनेट, जैसे Na_2CO_3 और बाइकार्बोनेट जैसे, NaHCO_3 । यदि क्षार आधिक्य में होगा तो सामान्य कार्बोनेट बनेंगे—



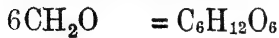
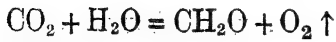
पर यदि कार्बन द्विऑक्साइड आधिक्य में होगा तो बाइकार्बोनेट बनेगा—



चूने के पानी में कार्बन द्विऑक्साइड बुदबुदाने से कैल्सियम कार्बोनेट का सफेद अवक्षेप आता है। पर यदि देर तक यह गैस बुदबुदायी जाय तो यह अवक्षेप घुल जाता है क्योंकि कैल्सियम बाइकार्बोनेट बनता है जो विलेय है—

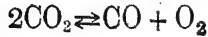


वनस्पतियाँ कार्बन द्विऑक्साइड का शोषण करके पहले फॉर्मेलडीहाइड, HCHO , बनाती हैं, जिसके बहुलीकरण (polymerisation) से शर्करायें बनती हैं—



शक्कर

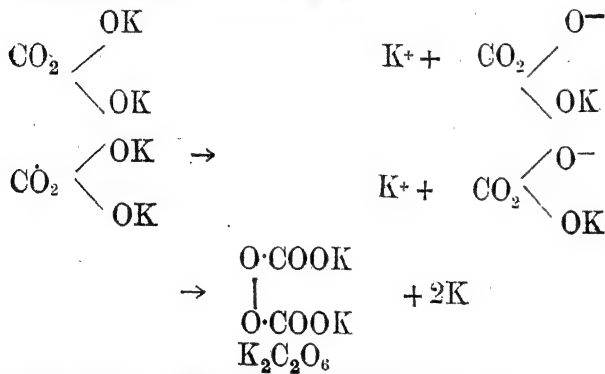
कार्बन ट्राइऑक्साइड गरम किये जाने पर कार्बन एक्साइड और ऑक्सीजन में थोड़ा सा विघटित होता है; पर यदि तापक्रम ऊँचा हो तो बहुत अधिक।



भिन्न-भिन्न तापक्रमों पर यह विघटन इस प्रकार है—

तापक्रम °A	१०००°	२०००°	३०००°	३५००°
प्रतिशत विघटन	०.००००२५	२.०५	५४.८	८३.२

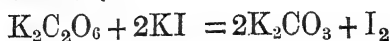
परकार्बोनेट—यदि पोटैसियम कार्बोनेट से संतृप्त विलयन का १०° से १५° के बीच में विद्युत् विच्छेदन किया जाय (ऐनोड प्लैटिनम का लेकर), और ऐनोड को रन्ध्रमय सेल में रक्खा जाय तो नील श्वेत अमणिभ अवक्षेप आता है जो पोटैसियम परकार्बोनेट का है !



इसे शीघ्रतापूर्वक ठंडे पानी, एल्कोहल और ईथर से धोया जा सकता है और फिर P_2O_5 पर सुखाया जा सकता है। शुष्कावस्था में यह मामूली तापक्रम पर स्थायी है। पर पानी के सम्पर्क में विभाजित होकर ऑक्सीजन देता है।

सोडियम कार्बोनेट के ६% विलयन को ०° पर विद्युत् विच्छेदित करके सोडियम परकार्बोनेट $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_6$ बना सकते हैं। सोडियम कार्बोनेट और हाइड्रोजन परीक्साइड के योग से एक मणिभीय पदार्थ बनता है, जिसका संघटन पहले $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ समझा जाता था, पर अब तो इसे सोडियम कार्बोनेट जिसमें मणिभीकरण का हाइड्रोजन परीक्साइड हो $(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 1\frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}_2)$ मानते हैं।

पोटैसियम आयोडाइड के ठंढे विलयन में परकार्बोनेट डालने पर फौरन आयोडीन निकलता है—

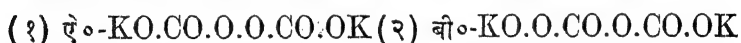


सोडियम परौक्साइड और एलकोहल के मिश्रण में कार्बन द्विऑक्साइड प्रवाहित करने पर सोडियम परकार्बोनेट, $Na_2 C_2 O_6$, बनता है। यह सोडियम परौक्साइड से संयुक्त होकर सोडियम परएक-कार्बोनेट, Na_2CO_4 , देता है—



यह पोटैसियम आयोडाइड से आयोडीन धीरे-धीरे देता है।

एलकोहल और पोटैसियम परौक्साइड पर कार्बन द्विऑक्साइड के योग से एक दूसरा पोटैसियम परकार्बोनेट, $K_2 C_2 O_6$, बनता है। यह पहले पोटैसियम कार्बोनेट के समान तत्काल आयोडीन पोटैसियम आयोडाइड से नहीं देता। इस बात में यह भिन्न है। इस प्रकार दो पोटैसियम परकार्बोनेट मिले—एलफा और बीटा; इन दोनों को निम्न प्रकार चित्रित किया जा सकता है—

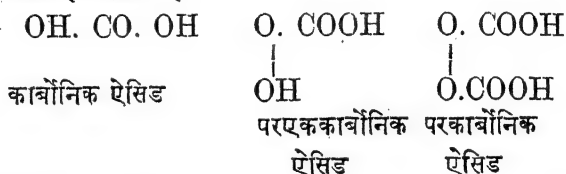


(विद्युत् विच्छेदन से)

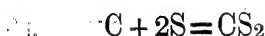
सोडियम परएककार्बोनेट को

$Na.O.O.COONa$ लिखेंगे।

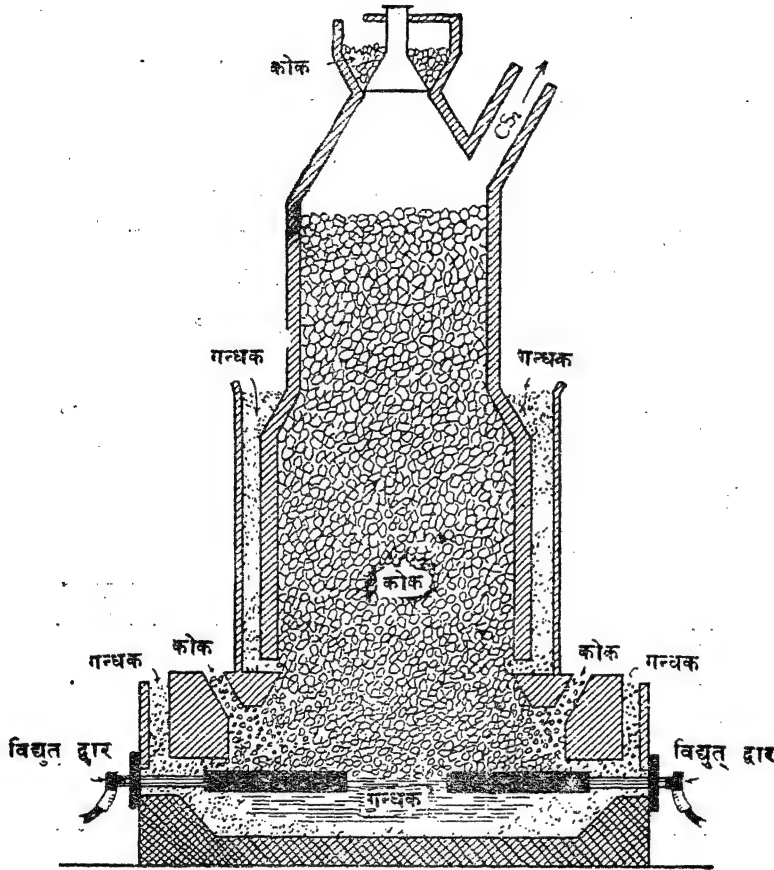
इन सबका संबंध इस प्रकार है—



कार्बन द्विसलफाइड, CS_2 —श्वेत तप्त कार्बन पर गन्धक की प्रतिक्रिया करने पर यह बनता है। प्रयोगशाला में इसका बनाना कठिन है। व्यापारिक मात्रा में तैयार करने के लिये स्तंभाकार भट्टा बनाते हैं जिसमें कोक भरा होता है। भट्टे के आधार के पास कार्बन के दो बड़े एलेक्ट्रोड लगे होते हैं। इनके द्वारा बिजली प्रवाहित करके कोक को उच्च तापक्रम तक दहका लिया जाता है। पार्श्व से गन्धक भट्टे में डालते हैं। यह पिघल कर जब उड़ता है तो इसकी वाष्पें कार्बन से संयुक्त हो जाती हैं—



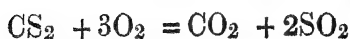
स्तम्भ के ऊपरी मुँह से निकलने के बाद इन वाष्पों को ठंडा कर लिया



चित्र ८२—कार्बन द्विसलफाइड बनाना

जाता है। इस प्रकार प्राप्त कार्बन द्विसलफाइड को खवित करके फिर और शुद्ध कर लेते हैं।

यह नीरंग द्रव है जिसमें बुरी गन्ध होती है (कहा जाता है कि अति शुद्ध कार्बन द्विसलफाइड में ईथर की सी सुगन्ध होती है)। इसकी वर्षे विषैली होती हैं। यह 46° पर उबलता है। यह विस्फोटक भी है, और जल्दी आग पकड़ लेता है। यह स्वयं पानी में नहीं घुलता, पर कार्बोनिक् पदार्थों के लिये यह अच्छा विलायक है। गन्धक, फॉस्फोरस, और आयोडीन भी इसमें घुलते हैं। जलने पर यह गन्धक द्विआक्साइड देता है—

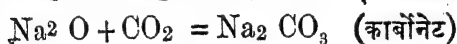
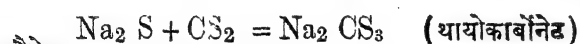


कार्बन दिसलफाइड क्लोरिन के योग से कार्बन चतुःक्लोराइड (कथनांक ७७°) और सलफर क्लोराइड (कथनांक १३८°) देता है—

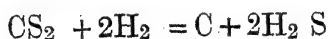


इन दोनों को आंशिक खवण द्वारा अलग किया जा सकता है।

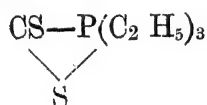
यदि हम कार्बन दिसलफाइड को कार्बन का अम्लीय सलफाइड मानें, तो यह नार-सलफाइडों के साथ गलाने पर थायोकार्बोनेट देगा।



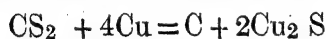
कार्बन दिसलफाइड और हाइड्रोजन के मिश्रण को तप्त जैटिनीकृत फाँवा (pumice) पर अथवा तप्त निकेल पर प्रवाहित किया जाय तो हाइड्रोजन सलफाइड मिलेगा।



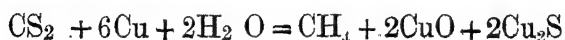
त्रिएथिल फॉस्फीन को ईथर में घोला जाय और फिर कार्बन दिसलफाइड से इसका योग हो तो लाल मणिभीय एक पदार्थ मिलता है जो $\text{P}(\text{C}_2 \text{H}_5)_3 \cdot \text{CS}_2$ है—



रक्ततप्त ताँबे पर कार्बन दिसलफाइड की वाष्पें प्रवाहित होने पर कार्बन मुक्त हो जाता है और क्यूप्रस सलफाइड बनता है।



पानी की भाप और कार्बन दिसलफाइड की वाष्पें रक्ततप्त ताँबे पर प्रवाहित होने पर मेथेन देती हैं।



कार्बन सबसलफाइड, C_3S_2 —यह कार्बन सबोक्साइड, C_3O_2 , की जाति का है। यदि कार्बन का कैथोड, और एण्टीमनी (जिसमें ७% कार्बन भी हो) का ऐनोड लेकर कार्बन दिसलफाइड के भीतर विद्युत् चार्प बनाया जाय, तो कार्बन सबसलफाइड बनता है। इसका शून्य में खवण किया जा

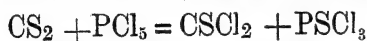
चतुर्थ समूह के तत्व (१)—कार्बन

५१९

सकता है यदि वाष्पों को -80° पर ठंडा किया जाय। यह नारंगी रंग का चूर्ण है जिसका द्रवणांक -0.5° है। इसका सूत्र C_8O_2 के समान $S:C:C:C:S$ है। इसमें तीक्ष्ण गन्ध होती है, और आँखों से आँसू बहुत गिराता है। यह ब्रोमीन से संयुक्त होकर ब्रोमाइड, $C_8S_2Br_8$, देता है।

कार्बन एकसलफाइड, $(CS)_n$ —कार्बन द्विसलफाइड को धूप में रक्खा जाय तो एक भूरा-सा चूर्ण मिलता है। संभवतः इसमें कार्बन एक-सलफाइड भी हो। थोड़ी सी आयोडीन की उपस्थिति में कार्बन द्विसलफाइड और क्लोरीन के मिश्रण को बन्द नली में गरम करने पर थायोकार्बोनिल क्लोराइड, $CSCl_2$, बनता है। ये दोनों यौगिक क्रमशः CO , और $COCl_2$ की जाति के हैं।

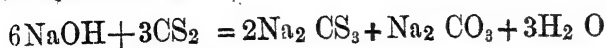
थायोकार्बोनिल क्लोराइड कार्बन द्विसलफाइड और फॉस्फोरस पंच-क्लोराइड के योग से 100° पर बन्द नली में गरम करने पर भी बनता है।



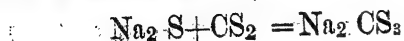
यह दुर्गन्धमय द्रव है जिसका कथनांक 32.5° है। निकेल कार्बोनिल के योग से यह ठोस एकसलफाइड, $(CS)_n$, देता है।

कार्बन सलफोसेलेनाइड, $CSSe$, और कार्बन सलफोटेल्थूराइड $CSTe$ —यदि ग्रेफाइट का कैथोड लेकर और सेलीनियम और ग्रेफाइट के मिश्रण का एनोड लेकर कार्बन द्विसलफाइड के भीतर विद्युत् चाप चलाया जाय तो कार्बन सलफोसेलेनाइड बनेगा जो पीला द्रव है। एनोड में यदि सेलीनियम की जगह टेल्यूरियम लिया जाय तो कार्बन सलफोटेल्थूराइड बनेगा जो लाल द्रव है।

थायोकार्बोनिक ऐसिड—यदि कार्बन द्विसलफाइड को कास्टिक सोडा के सान्द्र विलयन के साथ ज़ोर से हिलाया जाय तो यह धीरे-धीरे घुलने लगता है। विलयन में सोडियम कार्बोनेट के अतिरिक्त एक नया लवण, सोडियम थायोकार्बोनेट, Na_2CS_3 बनता है (कार्बोनेट के ऑक्सीजनों के स्थान में इसमें गन्धक है)।



कास्टिक सोडा के स्थान में यदि सोडियम सलफाइड का प्रयोग किया जाय तो प्रतिक्रिया और वेग से होगी—



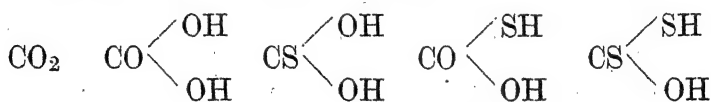
सोडियम हाइड्रोजन सल्फाइड के एल्कोहलिक विलयन में कार्बन दिसल्फाइड डालने पर शुद्ध थायोकार्बोनेट बनता है। ईथर छोड़ने पर इसके हल्के नारंगी रंग के रवे बनते हैं जो $\text{Na}_2\text{CS}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ हैं।

सोडियम थायोकार्बोनेट को अम्लीकृत करने पर लाल तेल मिलता है जो परथायोकार्बोनिक् ऐसिड, H_2CS_4 , का है।

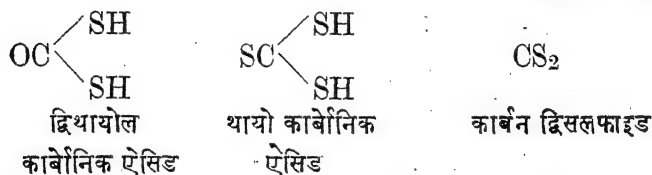
कार्बन दिसल्फाइड और सान्द्र अमोनिया के योग से कुछ दिनों में लाल विलयन अमोनियम थायोकार्बोनेट, $(\text{NH}_4)_2\text{CS}_3$, का बनता है, जिसके मणिभ पीले रंग के होते हैं।

यदि कार्बन दिसल्फाइड को एल्कोहलिक पोटैश में घोला जाय तो पोटैसियम जैन्थेट, $\text{SC} \begin{smallmatrix} \text{SK} \\ \text{OC}_2\text{H}_5 \end{smallmatrix}$, बनता है।

कार्बोनिक् ऐसिड और थायो यौगिकों का सम्बन्ध इस प्रकार है—



कार्बन द्वि - कार्बोनिक् थायोन - कार्बोनिक् थायोल - कार्बोनिक् थायोल-
ऑक्साइड ऐसिड ऐसिड ऐसिड थायोन
कार्बोनिक् ऐसिड



कार्बन फ्लोराइड, CF_4 , C_2F_6 , C_3F_8 इत्यादि—यदि दहकते कार्बन पर फ्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय तो ये यौगिक बनते हैं। यह बहुत स्थायी हैं।

कार्बन चतुःक्लोराइड, CCl_4 —उत्प्रेरक ऐल्यूमीनियम क्लोराइड की उपस्थिति में क्लोरीन और कार्बन दिसल्फाइड के योग से यह बनता है—

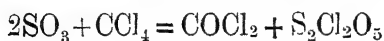


जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है, आंशिक स्रवण द्वारा चतुःक्लोराइड को (कथनांक 70°) गन्धक क्लोराइड (कथनांक 135°) से अलग कर सकते हैं।

कार्बन चतुःक्लोराइड नीरंग द्रव है जिसकी गन्ध क्लोरोफॉर्म-सी होती है।

इसकी भापें बहुत भारी होती हैं (हवा से ६ गुनी), अतः छोटी-मोटी आग बुझाने में इनका उपयोग किया जा सकता है। चतुःक्लोराइड स्थायी द्रव है, और विलायक के रूप में इसका उपयोग होता है।

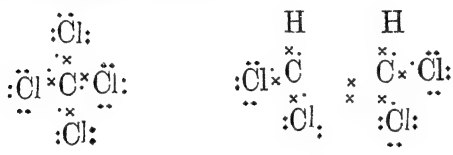
सल्फर त्रिऑक्साइड के योग से यह कार्बोनिल क्लोराइड देता है—



सामान्य रासायनिक द्रव्यों का इस चतुःक्लोराइड पर कोई असर नहीं होता।

इसके समान ही चतुःक्लोरोएथेन, $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$, है। यह आग न पकड़ने वाला द्रव है और पेंटों के घोलने के काम में आता है।

यह यौगिक आयनीकृत नहीं होते।

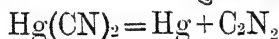


× ... कार्बन के एलेक्ट्रन।

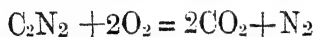
• ... क्लोरिन के एलेक्ट्रन।

○ ... हाइड्रोजन के एलेक्ट्रन।

सायनोजन, C_2N_2 —मरक्यूरिक सायनाइड, $\text{Hg}(\text{CN})_2$, गरम करने पर सायनोजन गैस निकलती है जिसे पानी के ऊपर इकट्ठा किया जा सकता है, क्योंकि पानी में यह कम ही घुलती है—



यह नीरंग गैस है, और परम विषैली। जलने पर यह हरी सी ज्वाला देती है और कार्बन ट्राइऑक्साइड बनता है—



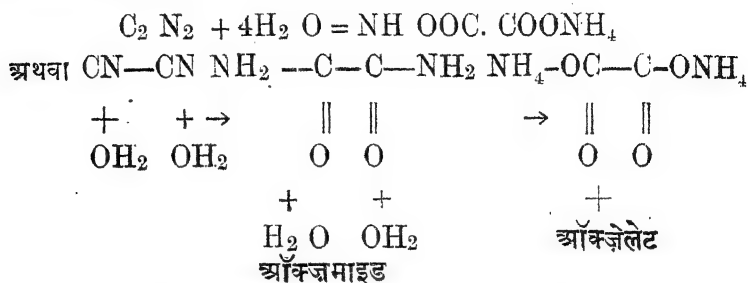
यह हैलोजनों के समान पोटैसियम से संयुक्त होकर पोटैसियम सायनाइड देती है—



और उसी प्रकार कास्टिक पोटाश के विलयन के साथ सायनाइड और सायनेट देती है—



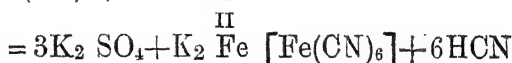
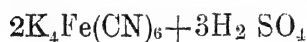
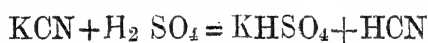
इसका पानी में विलयन धीरे-धीरे उदविच्छेदित होने पर अमोनियम ऑक्जलेट देता है—



CN—समूह उदविच्छेदित होने पर पहले एमाइड—CONH₂ और फिर एसिड का अमोनियम लवण,—COONH₄ देते हैं।

हाइड्रोसायनिक एसिड, HCN—एमगडेलिन ग्लूकोसाइड में यह एसिड ग्लूकोज़ से संयुक्त पाया जाता है। यह कड़वे बादामों में होता है।

पोटैसियम सायनाइड या पोटैसियम फेरोसायनाइड को हलके सल्फ्यूरिक एसिड (१:१) से गरम करके यह बनाया जा सकता है—



यह परम प्रबल विष है, और बड़ी सावधानी से बन्द आलमारी के भीतर जिसमें वायु का उचित प्रवाह हो बनाना चाहिये। गैस को कैल्सियम क्लोराइड भरे U—ट्यूब में प्रवाहित करके शुष्क करना चाहिये और फिर बर्फ-नमक मिश्रण में ठंढा करना चाहिये। इस प्रकार निर्जल हाइड्रोसायनिक एसिड मिलता है।

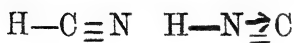
हाइड्रोसायनिक एसिड नीरंग द्रव है जिसका कथनांक २५° है। यह -१५° पर ठोस होता है।

हाइड्रोजन सल्फाइड गैस को ३५° तापक्रम पर शुष्क मरक्यूरिक सायनाइड पर प्रवाहित करने पर भी निर्जल हाइड्रोसायनिक एसिड बनता है। इसे हिमीकरण मिश्रण (नमक-बर्फ) में ठण्डा करना चाहिये।

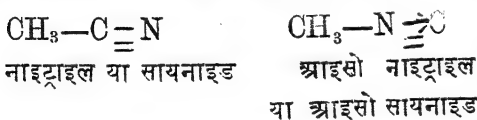
यह निर्बल एक भास्मिक अम्ल है। $K = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} = 0.13 \times 10^{-10}$

इसके लवणों को सायनाइड कहते हैं।

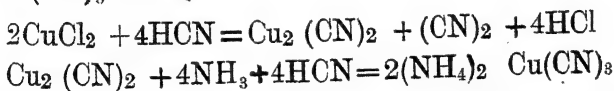
यह विलयन में दो रूपों में विद्यमान रहता है—



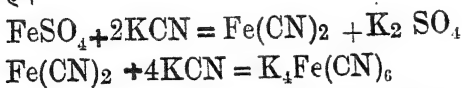
इनके कार्बनिक यौगिक सायनाइड और आइसोसायनाइड कहलाते हैं।



फेरोसायनाइड—जैसा कि पहले कहा जा चुका है, कोल गैस जिसमें हाइड्रोसायनिक एसिड और अमोनिया होते हैं, फेरोसायनाइड बनाते हैं, ताम्र के लवणों में शोषण करने पर अमोनियम क्यूप्रोसायनाइड, $(NH_4)_2 Cu(CN)_2$ बनता है—



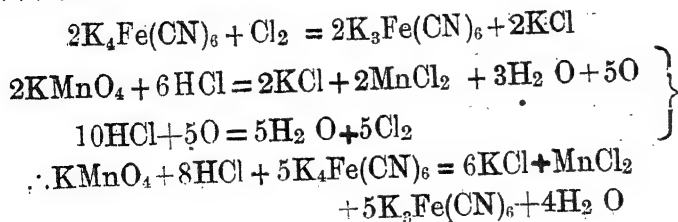
प्रयोगशाला में फेरस सल्फेट और पोटैसियम सायनाइड के योग से इन्हें बनाते हैं।



पोटैसियम फेरोसायनाइड के सुन्दर पीले मणिभ होते हैं।

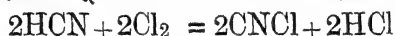
फेरोसायनाइडों के विलयन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने पर हाइड्रोफेरोसायनिक एसिड, $H_4Fe(CN)_6$, का सफेद अवक्षेप आता है !

फेरिसायनाइड—फेरोसायनाइडों का क्लोरीन, परमैंगनेट आदि से उपचयन करने पर फेरिसायनाइड बनते हैं—



पोटैसियम फेरिसायनाइड के लाल-विशेष मणिम होते हैं। यह उपचायक पदार्थ हैं। लोहे के लवणों के स्थल पर इसका उल्लेख किया जावेगा।

सायनोजन क्लोराइड, CNCl —यदि जलीय हाइड्रोसायनिक ऐसिड में क्लोरीन प्रवाहित किया जाय, तो सायनोजन क्लोराइड बनता है। हिमीकरण मिश्रण में इसे द्रवीभूत किया जा सकता है। इसका कथनांक 12.7° है।

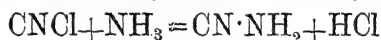


यदि इस द्रव में थोड़ा सा अम्ल छोड़ दिया जाय तो यह शीघ्र बहुलावयवी (polymer) होकर श्वेत ठोस पदार्थ, सायनयूरिक क्लोराइड, $(\text{CNCl})_3$, देता है।

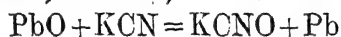
क्षारीय विलयन के संपर्क में सायनोजन क्लोराइड से क्लोराइड और सायनेट बनते हैं—



अमोनिया के साथ यह सायनेसाइड देता है—

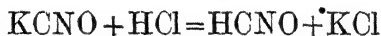


सायनिक ऐसिड, HCNO —सायनोजन क्लोराइड सायनिक ऐसिड का क्लोराइड है। यदि पोटैसियम या सोडियम सायनाइड को किसी भी धात्विक ऑक्साइड के साथ गलाया जाय तो पोटैसियम या सोडियम सायनेट (KCNO , NaCNO) बनेगा।

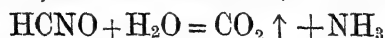


यह सायनेट पानी में विलेय है, और इस प्रकार सीसा धातु से पृथक् किया जा सकता है।

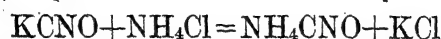
पोटैसियम सायनेट को अम्लीकृत करने पर सायनिक ऐसिड, HCNO , बनेगा—



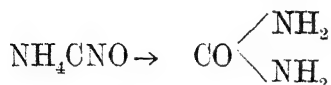
पर यह ऐसिड पानी के संपर्क से शीघ्र ही विभाजित हो जाता है, अमोनिया बनती है, और कार्बन डाइऑक्साइड गैस निकलती है—



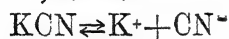
पोटैसियम सायनेट और अमोनियम क्लोराइड के योग से अमोनियम सायनेट बनता है—



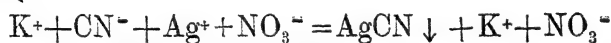
यह पदार्थ गरम करने पर समावयवी यूरिआ में परिणत हो जाता है। प्रतिक्रिया सन् १८२८ में पहले पहल वूह्लर (Wohler) ने देखी थी—



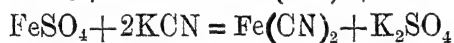
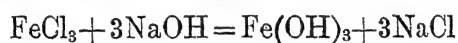
सायनाइड के परीक्षण—विलेय सायनाइड लवण पानी में सायनाइड आयन, CN^- , देता है—



(१) यदि इस विलयन में रजत नाइट्रेट का विलयन छोड़ा जाय तो रजत-सायनाइड, AgCN , का सफेद अवक्षेप आवेगा जो नाइट्रिक एसिड में घुल जाता है।

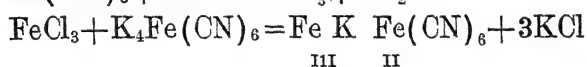
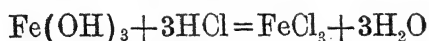


(२) यदि सायनाइड विलयन में कास्टिक सोडा और फिर फेरस सल्फेट और फेरिक क्लोराइड के विलयनों की कुछ बूँदें डाली जायँ, और गरम किया जाय तो फेरोसायनाइड बनता है।

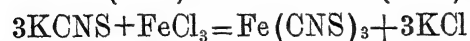
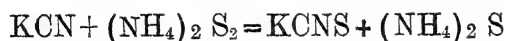


}

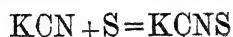
अब इस भूरे मैले अवक्षेप में सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालें, और विलयन को उबालें, तो फेरिक हाइड्रॉक्साइड तो घुल जायगा, और प्रशियन नीला का गहरा नीला रंग रह जायगा।



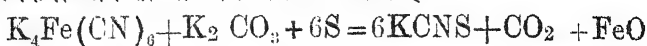
(३) यदि सायनाइड के विलयन को पीले अमोनियम सल्फाइड, $(\text{NH}_4)_2 \text{S}_2$, के साथ जल ऊष्मक पर सुखायें तो पोटैसियम थायोसायनेट, KCNS , बनता है। यह फेरिक क्लोराइड के साथ फेरिक थायोसायनेट, Fe(CNS)_3 , का खूनी लाल रंग देगा।



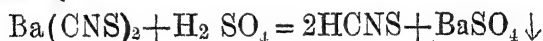
थायोसायनिक एसिड, HCNS —यदि पोटैसियम सायनाइड और गन्धक को साथ साथ गलाया जाय तो पोटैसियम थायोसायनेट बनता है—



इसी प्रकार यदि पोटैसियम फेरोसायनाइड को गन्धक और सोडा के साथ गरम किया जाय तो भी थायोसायनेट बनता है—



पीले अमोनियम सल्फाइड के योग से थायोसायनेट कैसे बनता है, इसका उल्लेख अभी ऊपर कर चुके हैं। ये सब लवण थायोसायनिक एसिड के हैं। यदि बेरियम थायोसायनेट के विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड का विलयन छोड़ा जाय तो थायोसायनिक एसिड, HCNS, मुक्त अवस्था में मिल सकता है—



यदि क्षीण दाब में इसका स्वावण करें, तो इसका पीला सा द्रव पदार्थ मिलेगा।

ऊपर कहा जा चुका है कि फेरिक लवणों के विलयन के साथ थायोसायनेट खूनी लाल रंग फेरिक थायोसायनेट, $Fe(CNS)_3$, का देते हैं।

अमोनियम सायनेट के समान अमोनियम थायोसायनेट भी 180° तक गरम किये जाने पर समावयवी थायोयूरिआ देता है।



थायो यूरिआ

प्रश्न

1. ईंधन के योग्य कार्बन से कौन सी गैसें तैयार की जाती हैं ? तुम्हारी प्रयोगशाला के लिए कैसे गैस तैयार करते हैं ? (पंजाब १९४४)
2. जल-गैस (वाटर गैस) के बनाने की व्यावसायिक विधि बताओ। इससे शुद्ध हाइड्रोजन कैसे प्राप्त करोगे ? (बनारस, १९४४)
3. कार्बन के विविध रूपों का उल्लेख करो। ग्रेफाइट और हीरे के अणुओं में क्या अन्तर है ?
4. कार्बन एकौक्साइड कैसे तैयार करोगे ? इस यौगिक के संगठन की विवेचना करो ?
5. कार्बन के कौन-कौन सल्फाइड जानते हो ? कार्बन द्विसल्फाइड बनाने की व्यापारिक विधि बताओ।
6. सायनिक एसिड कैसे बनाओगे ? सायनाइडों की परीक्षा कैसे करोगे ?
7. कार्बोनिल क्लोराइड, कार्बन सबोक्साइड, मेलिटिक एसिड, और कार्बोनिल सल्फाइड पर सूक्ष्म टिप्पणियाँ लिखो।

अध्याय १५

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२) — सिलिकन, बंग और सीसा

ज-उपसमूह में जर्मेनियम, बंग और सीसा, यह तीन तत्त्व हैं, और सिलिकन के बाद से शाखा का आरम्भ होता है। इन चारों तत्त्वों की तुलना निम्न प्रकार की जा सकती है—

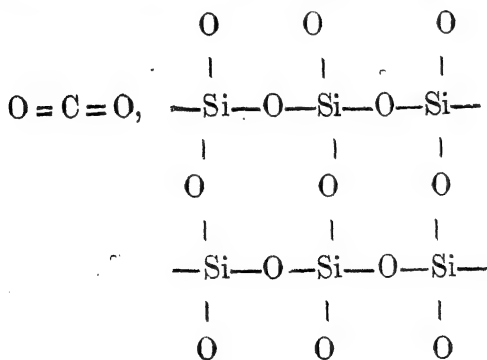
	सिलिकन	जर्मेनियम	बंग (टिन)	सीसा (लेड)
भौतिक गुण तत्त्व के रासायनिक गुण	मुख्यतः अधातु केवल उपचायक रसों और हाइड्रोजन फ्लोराइड द्वारा प्रतिकृत। (कार्बन के समान)	धातु या उपधातु C या Si से अधिक क्रियाशील। उपचायक रसों को छोड़कर अन्य अम्लों से अप्रभावित।	विशेषतया धातु प्रतिक्रियाओं में धातु के समान। केवल अन्तर नाइट्रिक एसिड के साथ जब कि ऑक्साइड मिलता है।	विशेषतया धातु जैसे अन्य धातुओं के।
हाइड्राइड	अनेक अस्थायी। कुछ अपने आप ज्वलनशील।	एक हाइड्राइड GeH_4 , अस्थायी।	SnH_4 (?), अस्थायी, साधारण तापक्रम पर भी।	अनिश्चित।
द्विसंयोज्य यौगिक	नहीं	$GeCl_2$ प्रबल अपचायक।	प्रबल अपचायक	विलकुल अपचायक नहीं।
ऑक्साइड	अम्लीय या शिथिल	अम्लीय और क्षारीय	अम्लीय और क्षारीय	अम्लीय और क्षारीय
हैलाइड	आयनीकृत नहीं, शीघ्र उदविच्छेदित	आयनीकृत नहीं	चतुः हैलाइड आयनीकृत नहीं, पर द्विहैलाइड आयन देते हैं।	चतुः हैलाइड अस्थायी और आयनीकृत नहीं, द्विहैलाइड आयनीकृत।
ऑक्सि लवण	नहीं	नहीं	चतुः संयोज्य बंग के ऑक्सि लवण अस्थायी। द्विसंयोज्य के ऑक्सिलवण होते हैं।	चतुः संयोज्य सीसा का ऑक्सि लवण होता है। द्विसंयोज्य के अन्य स्थायी ऑक्सि लवण होते हैं।

कार्बन और सिलिकन—कार्बन और सिलिकन अनेक प्रकार से समान हैं। कार्बन वनस्पतिक जीवन का आधार है और सिलिकन खनिज जगत् अथवा अकार्बनिक जगत्। दोनों का महत्त्व बराबर है। निम्न यौगिकों को देखने से दोनों की समानता और स्पष्ट हो जाती है—

	कार्बन	सिलिकन
द्विआक्साइड	CO_2 (गैस)	SiO_2 (ठोस)
ऐसिड	H_2CO_3	H_2SiO_3 (मेटा)
हाइड्राइड	अनेक और स्थायी	SiH_4 , Si_2H_6 आदि
हैलाइड	CH_4 , C_2H_6 , C_6H_6 इत्यादि	अनेक बने हैं, पर अस्थायी
	CCl_4 , Cl_4	SiCl_4 , SiI_4
ऐसिड	ये आयनीकृत नहीं होते और बहुत स्थायी हैं।	आयनीकृत नहीं होते, पर शीघ्र उदविच्छेदित हो जाते हैं।
	(COOH , COOH) ऑक्जेलिक, इसी प्रकार HCOOH (फॉर्मिक)	SiOOH , SiOOH सिलिकन ऑक्जेलिक। इसी प्रकार HSiOOH , सिलिकोफॉर्मिक।
यौगिक	CHCl_3 (क्लोरोफार्म)	SiHCl_3 (सिलिको-क्लोरोफार्म)
	CHBr_3	SiHBr_3
	CHI_3	SiHI_3

कार्बन और सिलिकन में इतनी समानता होते हुये भी अन्तर है।

(१) कार्बन द्वि आक्साइड गैस है पर सिलिका ठोस दृढ़ पदार्थ है।



चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५२९

कार्बन डिऑक्साइड का अणु छोटा है, पर SiO_2 का अणु जैसा एकस-रश्मियों से चित्रित होता है, दानव-आकार का है।

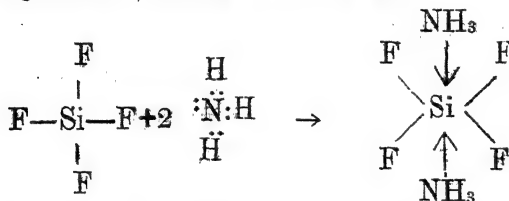
(२) सिलिकन चतुःकोराइड बहुत उद्विच्छेदित होता है, पर कार्बन चतुःकोराइड स्थायी यौगिक है। ऐसा ही अन्तर क्लोरोफार्म और सिलिको-क्लोरोफार्म में है।

(३) सिलेन, SiH_4 , चार, सिलवर नाइट्रेट और ताम्र लवणों द्वारा शीघ्र विभाजित हो जाता है, पर मेथेन, CH_4 , बहुत स्थायी है।

(४) सिलिसिक एसिड कार्बोनिक की अपेक्षा अधिक स्थायी है, विशेष-तया अम्लों के प्रभाव के प्रति, क्योंकि CO_2 वाष्पशील है।

(५) सिलिको-ऑक्जेलिक एसिड उतना स्थायी नहीं जितना कि ऑक्जेलिक।

(६) कार्बन की अधिकतम सहसंयोज्यता ४ है, पर सिलिकन की ६। इसी लिये SiX_4 के समान यौगिक उन यौगिकों के साथ जिनमें ऋणाणुओं का एकाकी युग्म होता है, योगशील यौगिक देते हैं—



वंग और सीसे की ऋणात्मक प्रवृत्ति—ये दोनों तत्त्व मुख्यतया धातु हैं पर फिर भी चौथे समूह के होने के कारण इनके किन्हीं किन्हीं यौगिकों में ऋणात्मकता की झलक मिल जाती है। मेथेन के समान वंग और सीसे के अनेक हाइड्राइड नहीं होते, पर फिर भी मेगनीशियम-वंग मिश्र धातु पर एसिड के प्रभाव से एक अस्थायी SnH_4 का पता चला है। विद्युत् विच्छेदक स्फुल्लिंग प्रतिक्रिया से सीसे का हाइड्राइड भी बना है, पर इन हाइड्राइडों का बाहुल्य नहीं है।

जैसे सिलिसिक एसिड से सिलिकेट बनते हैं, वैसे ही स्टैनेट और स्मूबेट भी पाये जाते हैं, पर ये ज़िंकेट और ऐल्यूमिनेट से अधिक मिलते-जुलते हैं। स्टैनेट तो काफी स्थायी हैं। थायोस्टैनेट भी बनते हैं। स्टैनस हाइड्रॉक्साइड का विलयन क्रास्टिक सोडा में घुल कर सोडियम स्टैनाइट भी देता है। क्रास्टिक सोडा और सीसे के लवण के योग से स्मूबाइट भी बना

है। आर्थो-स्लेट ($H_4 PbO_4$ के लवण) और मेटा-स्लेट ($H_2 PbO_3$ के लवण) स्थायी यौगिक हैं।

वंग और सिलिकन—कुछ यौगिकों में वंग और सिलिकन के यौगिकों में काफी समानता पायी गयी है।

सिलिकन	वंग
१. $SiCl_4$, नीरंग—वाष्पशील द्रव। $Si + 2Cl_2 \rightarrow SiCl_4$	$SnCl_4$ नीरंग वाष्पशील द्रव। $Sn + 2Cl_2 \rightarrow SnCl_4$
२. $SiCl_4 \xrightarrow{H_2O}$ सिलिसिक एसिड।	$SnCl_4 \xrightarrow{H_2O}$ स्टैनिक एसिड।
३. SiH_4 अधिक स्थायी	$Sn-Mg$ मिश्रधातु + $HCl \rightarrow SnH_4$ (अस्थायी)
४. SiF_4 $SiF_4 \rightarrow K_2 SiF_6$	SnF_4 $SnF_4 \rightarrow K_2 SnF_6$
५. आर्थोस्टैनेट स्थायी $Mg_2 SiO_4$	बहुत कम मिलते हैं, $Co_2 SnO_4$ । स्टैनेट अधिकतर मेटा होते हैं।
६. नाइट्रेट आदि लवण नहीं मिलते	सभी लवण मिलते हैं।

सिलिकन, Si

[Silicon]

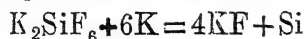
ऐसा कहा जाता है कि सिलिकन के दो रूप होते हैं, पर यह बात संदिग्ध ही है। इसके दो ये रूप प्रसिद्ध हैं—(१) अमरिभ सिलिकन और बज्र सिलिकन (एडेमेंडाइन)। कुछ लोग ग्रेफाइट के समान एक सिलिकन की ओर कल्पना करते हैं, पर यह निश्चयात्मक नहीं है।

सिलिकन प्रकृति में सिलिकेट, क्वार्ट्ज, फ़िल्ड, बालू आदि के रूप में पाया जाता है। बहुत दिन पूर्व सिलिका को चूना और ऐल्यूमिना के समान पार्थिव पदार्थ माना जाता था, पर सन् १६६६ में ओट्टो टेकेनियस (Otto Tachenius) ने इसकी आम्लिकता की ओर ध्यान आकर्षित कराया। सिलिका एसिडों में अविलेय पर पोटैश में घुल कर सिलिकेट देता है। सिलिका की आम्लिकता के आधार पर ही धातुविज्ञान में यह धातु गल्य (slag) बनाता है (लोह सिलिकेट आदि)।

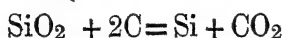
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५३१

सिलिकन तत्त्व—सिलिकन का ऑक्सीजन के प्रति बड़ा स्नेह है, अतः सिलिका (जो सिलिकन ट्राइऑक्साइड है) से सिलिकन प्राप्त करना बड़ा कठिन हो जाता है। इसके लिये या तो बहुत ऊँचा तापक्रम चाहिये या कोई प्रबल अपचायक पदार्थ।

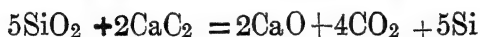
(१) सन् १८२३ में बर्ज़ीलियस ने पोटैसियम सिलिको-फ्लोराइड को पोटैसियम धातु के साथ गला कर सिलिकन बनाया—



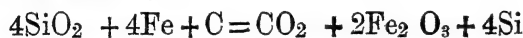
(२) बिजली की भट्टी में कार्बन के साथ गला कर सिलिका का अपचयन किया जा सकता है—



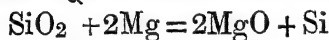
(३) सिलिका को कैल्सियम कार्बाइड द्वारा भी अपचित कर सकते हैं—



(४) वात भट्टी में कार्बन और लोहे के साथ सिलिका को गरम करने पर भी सिलिकन मिलता है।



(५) यदि प्रयोगशाला में आसानी से सिलिकन बनाना हो तो सिलिका को मेगनीशियम चूर्ण के साथ गरम करना चाहिये—

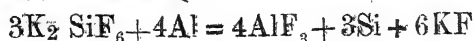


क्वाट्ज को पीस कर अच्छी तरह सुखा लेना चाहिये और फिर मेगनीशियम चूर्ण की उचित मात्रा मिलानी चाहिये (प्रतिक्रिया की उग्रता को कम करने के लिये थोड़ा सा-क्वाट्ज का चूर्ण— निस्तप्त मेगनीशिया भी मिला देना उचित है)। पोटिलेन की बन्द मूषा में सावधानी से गरम करना चाहिये। जब प्रतिक्रिया ठण्डी पड़ जाय, हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड द्वारा मेगनीशियम ऑक्साइड को घोल कर दूर कर देना चाहिये। फिर प्लेटिनम की कटोरी में हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और सल्फ्यूरिक ऐसिड के योग से जो कुछ अप्रतिकृत सिलिका बचा हो अलग कर देना चाहिये। शेष पदार्थ सिलिकन है जिसे धोकर सुखाया जा सकता है।

इन विधियों से अमणिभ (बेरवा) सिलिकन बनता है। यह हलका भूरा जलग्राही चूर्ण है, आपेक्षिक घनत्व २.३५।

वज्र सिलिकन (ऐडेमैंटाइन सिलिकन)—Adamantine Silicon—

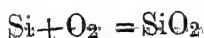
यह फ्लेटेवियम सिलिको-फ्लोराइड को लोहे की मूषा में ऐल्यूमीनियम के साथ गलाना कर बनाया जा सकता है।



ऐल्यूमीनियम के स्थान में सोडियम या जस्ता भी ले सकते हैं। जस्ते के साथ लवणी सुई के रूप के रवे मिलते हैं जो वज्र सिलिकन के हैं। ऐल्यूमीनियम के साथ ६ भुजाओं के पत्र मिलते हैं जिन्हें कभी-कभी प्रेफाइटिक सिलिकन भी कहते हैं। दोनों प्रकार के ये सिलिकन वस्तुतः समअष्टफलकीय हैं। इनका घनत्व २.३६ है।

गुण—वज्र-सिलिकन और अमणिभ सिलिकन के भौतिक गुणों में बड़ा अन्तर है। अमणिभ सिलिकन अधिक क्रियाशील है। इस अन्तर का कारण वस्तुतः कणों के आकार और पृष्ठ का अन्तर है। अमणिभ सिलिकन महीन चूर्ण होता है, अतः रसों द्वारा क्रिया होने के लिये अधिक पृष्ठ प्राप्त है।

अमणिभ (amorphous) सिलिकन—यह भूरे या लाल रंग का चूर्ण है (आ. घ. २.३५) यह ऊँचे तापक्रम पर गलता है। ऑक्सीजन में मध्यम लाल रंग तक मरम किये जाने पर यह तेज रोशनी के साथ जलता है—



हवा में गरम करें तो ऊपर से कुलस कर रह जाता है।

फ्लोरीन गैस में इसे डाला दिया जाय तो यह मामूली तापक्रम पर ही जल उठता है और फ्लोराइड बनता है—



निम्न रक्तताप पर यह क्लोरीन और ब्रोमीन से भी संयुक्त होकर क्लोसाइड, $SiCl_4$, और ब्रोमाइड, $SiBr_4$, देता है।

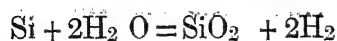


यह मन्धक और नाइट्रोजन से भी युक्त हो सकता है।

अमणिभ सिलिकन पानी में नहीं घुलता और न किसी अम्ल में ही घुलता है। केवल नाइट्रिक एसिड और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के मिश्रण में घुल जाता है।

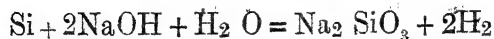
पानी की भाष्प के साथ रक्तताप पर इसकी निम्न प्रतिक्रिया होती है—

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२) — सिलिकन, बंग और सीसा ५३३



उबलते हुये पानी के साथ भी कुछ प्रतिक्रिया इसी तरह की होती है।

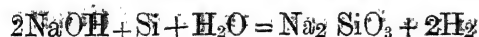
सिलिकन चार के सान्द्र विलयनों में घुल जाता है—



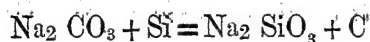
सोडियम नाइट्रेट, सोडियम कार्बोनेट, पोटैशियम क्लोरेट आदि के साथ गलाने पर भी चार-सिलिकेट बनते हैं।



मणिम या वज्र सिलिकन—इसका घनत्व २.३६ है। ज़ोर से गरम करने पर भी यह हवा या ऑक्सीजन में नहीं जलता। पर यह क्लोरीन में जलता है, और फ्लोरीन में भी जल उठता है। यदि सिलिकन को अधिक ज़ोरों से गरम किया जाय तो धूसर रंग के दाने मिलेंगे जिनका घनत्व ३.०० है। यह नाइट्रिक और हाइड्रोफ्लोरिक एसिडों के मिश्रण द्वारा प्रभावित होता है। ज़ोरों के साथ अमणिम सिलिकन की सी ही प्रतिक्रिया देता है—



सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर कार्बन मुक्त हो जाता है—



परमाणुभार—सिलिकन के वाष्पशील यौगिकों के आधार पर जो वाष्प घनत्व निकलता है, उसके हिसाब से इसका परमाणुभार २८ के निकट मालूम होता है। कार्बन और सिलिकन की समानता से भी इसका स्थान आवर्त सविभाग में असादिग है, और ड्यूलैमि-पैटी नियम से भी इसकी पुष्टि होती है (यदि २००°C के ऊपर आर्पक्षिक ताप लिया जाय)।

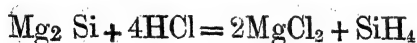
सिलिकन का रासायनिक तुल्यांक ७ है, और संयोज्यता इसलिये चार हुई। सिलिकन हैलाइड, SiCl_4 या SiBr_4 , की ज्ञात मात्रा पानी में घोल कर और फिर उसे तथा कर कितना सिलिका, SiO_2 , मिला, यह जाना कर सिलिकन का ठीक-ठीक परमाणुभार मालूम किया जा सकता है। यह भार २८.०६ निकलता है।

हाइड्राइड—सिलिकन के कई हाइड्राइड बनाये गये हैं, जिनमें से निम्न उल्लेखनीय हैं—

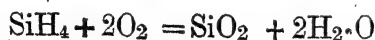
यौगिक	सूत्र	द्रवणांक	कथनांक
सिलिको-मेथेन (एकसिलेन)	SiH_4	-154°	-112°
सिलिको-एथेन (द्विसिलेन)	Si_2H_6	-122°	-14°
सिलिको-प्रोपेन (त्रिसिलेन)	Si_3H_8	-117°	43°
सिलिको-ब्यूटेन (चतुःसिलेन)	Si_4H_{10}	-83.5°	$50^\circ-80^\circ$
ब्रोमो-सिलेन	SiH_3Br	-84°	115°
द्विब्रोमो-सिलेन	SiH_2Br_2	-70.1°	66°
द्विसिलोक्सेन (ईथर की तरह)	$\text{SiH}_3\cdot\text{O}\cdot\text{SiH}_3$	-184°	-142°

(१) विद्युत् चाप के तापक्रम पर सिलिकन और हाइड्रोजन संयुक्त होकर सिलिको-मेथेन, SiH_4 , देते हैं। $\text{Si} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{SiH}_4$

यदि मेगनीशियम चूर्ण को अमणिभ सिलिका के साथ २ : १ अनुपात में मूषा में तपाया जाय तो मेगनीशियम सिलिसाइड, MgSi_2 , बनता है जो नीला-सा मणिभीय पदार्थ है। यदि इसे एक फ्लास्क में (जिसकी हवा निकाल कर हाइड्रोजन भर दिया गया हो) हलके हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ प्रतिकृत किया जाय तो सिलिकन के कई हाइड्राइडों और हाइड्रोजन का गैसीय मिश्रण मिलता है, जो अपने आप ज्वलनशील है।



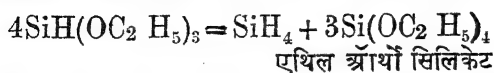
यदि पानी में यह मिश्रण प्रवाहित किया जाय तो इसका प्रत्येक बुलबुला हवा के संपर्क में आते ही जल उठेगा। इस प्रकार ज्वाला के वलय ऊपर उठते हुये दिखायी पड़ेंगे (जैसे फॉसफीन में होते हैं)।



इस गैस-मिश्रण को पानी से धोकर, फिर कैल्सियम क्लोराइड और फॉस्फोरस पंचौक्साइड पर सुखाया जा सकता है। द्रावक मिश्रणों में भिन्न-भिन्न तापक्रमों पर ठंडा करके इसमें से अनेक हाइड्राइड पृथक् किये गये हैं, जिनका उल्लेख ऊपर की सारणी में किया गया है।

शुद्ध एक-सिलेन, SiH_4 , त्रि-एथिल सिलिको-फॉर्मेट को सोडियम के साथ गरम करके बनाया जा सकता है—

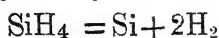
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५३५



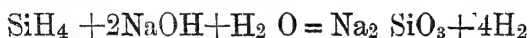
त्रिएथिल सिलिको-फॉर्मेट सिलिको-क्लोरोफॉर्म, SiHCl_3 , और निरपेक्ष एलकोहल के योग से बनाया जाता है—



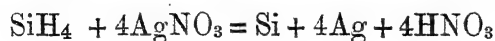
एक-सिलेन (सिलिको-मेथेन) रक्ततप्त नली में प्रवाहित करने पर विभाजित हो जाता है—



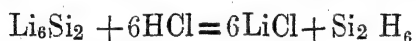
यह दाहक क्षारों के योग से हाइड्रोजन देता है—



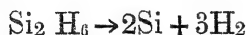
ताम्र लवणों के विलयन में प्रवाहित करने पर यह ताम्र सिलिसाइड, Cu_2Si , देता है। यह रजत लवणों के योग से चाँदी देता है।



(२) लीथियम सिलिसाइड, Li_6Si_2 और सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से द्विसिलेन या सिलिकोएथेन, Si_2H_6 , बनता है—



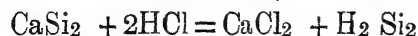
यह साधारण तापक्रम पर स्थायी गैस है, पर 300° पर विभाजित हो जाता है—



यह बैज्जीन और कार्बन दिसल्फाइड में विलेय है, क्षार के साथ यह वैसी ही प्रतिक्रिया देता है जैसा कि एक-सिलेन।



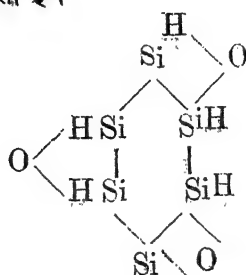
(३) हाइड्रोक्लोरिक एसिड और कैल्सियम सिलिसाइड के योग से संभवतः सिलिको-एसिटिलीन, Si_2H_2 , बनता है—



(४) सिलेन और ठोस ब्रोमीन के योग से -50° पर SiH_3Br , और SiH_2Br_2 के समान ब्रोमो-यौगिक बनते हैं। पानी और ब्रोमो-सिलेन के योग से एक नीरंग ज्वलनशील गैस द्विसिलौक्सेन, $(\text{SiH}_3)_2\text{O}$ बनती है, जो द्विमेथिल ईथर, $(\text{CH}_3)_2\text{O}$ के समान है—



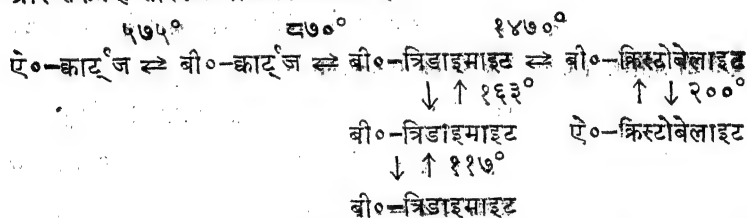
सिलौक्सीन, $\text{Si}_6\text{H}_6\text{O}_3$ —सन् १९२२ में कौट्स्की ने हलके एल-क्रोहलीय हाइड्रोक्लोरिक एसिड और कैल्शियम सिलिसाइड, CaSi_2 , के योग से इसे तैयार किया था। यह सफेद मणिभीय पदार्थ है। संयोजन में वैजीन के समान लगता है।



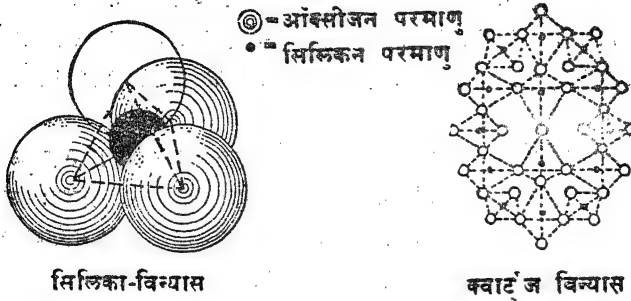
सिलौक्सीन

सिलिकन एकॉक्साइड, SiO —सिलिका को रिजली की भट्टी में गरम करने पर सिलिकन एकॉक्साइड बनता है। यह सिलिकन और सिलिका का मिश्रण माना जा सकता है।

सिलिका, या सिलिकन द्विऑक्साइड, SiO_2 —यह (मणिभीय) और अमणिभ (बेरुवा) दोनों रूपों का मिलता है। इसके साधारणतया तीन रवेदार रूप पाये गये हैं—क्वार्ट्ज, त्रिडाइमाइट, और क्रिस्टोबेलाइट। इन तीनों में से हर एक के दो-दो और भेद हैं, ऐलफा (ऐ०) और बीटा (बी०)। इन सब की मणिभ-आकृतियाँ अलग-अलग तरह की हैं। इनकी साम्यावस्थायें और संक्रमण तापक्रम नीचे दिये जाते हैं—



यदि बी०-क्रिस्टोबेलाइट को धीरे धीरे ठंडा किया जायगा, तो बी०-त्रिडाइमाइट और अन्त में ऐ०-क्वार्ट्ज मिलेगा। पर यदि शीघ्र तेजी से ठंडा कर के तापक्रम २००° तक लाया जाय तो ऐ०-क्रिस्टोबेलाइट बनेगा। इसी प्रकार बी०-त्रिडाइमाइट को वेग से ठंडा करने पर ११७° के निकट ऐ०-त्रिडाइमाइट बनता है।



चित्र ८४—सिलिका और क्वार्ट्ज

क्वार्ट्ज—इसके नीरंग स्वच्छ मणिभ होते हैं। इसका घनत्व २.६६ है। क्वार्ट्ज के लेन्सों का उपयोग चश्मा बनाने या प्रकाश सम्बन्धी यन्त्रों को तैयार करने में होता है। कभी कभी रंगीन या अपारदर्शक क्वार्ट्ज भी मिलते हैं। इसकी मणिभ-आकृति बड़ी दुरुह है, मानो यह षष्ठ षट्कोणीय पिञ्ज हो और सिरों पर षट्कोणीय पिरामिड, पर फिर भी यह त्रिज्वात्ता जाति का है (चित्र ८४)।

त्रिडाइमाइट—इसका घनत्व २.२८ है। क्वार्ट्ज की अपेक्षा कम पाया जाता है। अधिकतर इसके मणिभों में षट्भुजीय पत्र होते हैं।

क्रिस्टोबेलाइट—सन् १६१२ में श्वार्ज (Schwarz) ने चूर्ण किये हुये क्वार्ट्ज को १५००° पर गला कर इसे तैयार किया था। इसका घनत्व २.३४ है।

कृत्रिम विधि से क्वार्ट्ज बनाना—यदि जलयुक्त सिलिका को विलेय काँच (सोडियम सिलिकेट) के विलयन के साथ काँच की बन्द नली में गरम किया जाय तो क्वार्ट्ज के छोड़े छोटे टुकड़े बनते हैं।

अगर काँच की नली में केवल विलेय काँच लिया जाय तो तपाने पर थोड़ा सा नली का काँच इसमें घुल जाता है। ठंडा करने पर सिलिका जम जायगा। लगभग १८०° के ऊपर क्वार्ट्ज बनता है, और नीचे तापक्रमों पर त्रिडाइमाइट।

श्लैष या कोलायडीय सिलिका के १०% विलयन को बन्द नली में २५०° तक देर तक गरम करने पर क्वार्ट्ज के बड़े मणिभ बनते हैं।

सिलिका की सभी जातियाँ ऑक्सिहाइड्रोजन ज्वाला में 1710° के निकट पिघलती हैं और बिजली की भट्टी में 2230° के निकट उबलती हैं। पिघलने से कुछ पूर्व इतनी नरम हो जाती हैं कि उनके तार खींचे जा सकते हैं।

अमणिभ सिलिका प्रकृति में कई रूपों में पाया जाता है। क्वार्ट्ज के बड़े पत्थर ऊपरी दृष्टि से अमणिभ ही प्रतीत होते हैं, पर वस्तुतः उनमें मणिभ क्वार्ट्ज के अतिसूक्ष्म कण हैं। अनेक प्रकार के रत्न मणिभ और अमणिभ सिलिका के मिश्रण हैं। रत्नों में निम्न उल्लेखनीय हैं—

चैलकेडोनी—पीला, अर्धपारदर्शक

कार्नीलियन—लाल

सार्ड — भूरा लाल

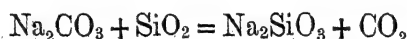
क्राइसोप्रेज़—सेब सा हरा

ओनिक्स —लाल

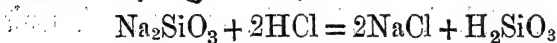
फ़्लिंट —पीला, लाल या काला (लोहे के ऑक्साइडों के कारण)

ओपल —कई प्रकार का।

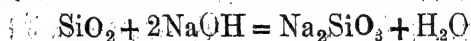
शुद्ध सिलिका—यदि खनिज के सिलिकेटों को सोडियम और पोटैशियम कार्बोनेटों के साथ झैटिनम की मूषा में गलाया जाय तो मेटासिलिकेट बनते हैं—



गले हुए द्रव्य को पीस करके सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ उबालने पर लोहा आदि अशुद्धियाँ तो घुल जाती हैं, और लुआबदार सिलिसिक एसिड का अवक्षेप आ जाता है। इसे छान और धोकर जलकुंडी पर सुखाया जाता है। जब तक सब लोहा दूर न हो जाय, इसे बार बार उबलते सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड से धोया जाता है। बाद को झैटिनम प्याली में तपाकर सुखा लेते हैं।

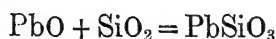


यह पानी और सभी एसिडों में (फॉस्फोरिक और हाइड्रोक्लोरिक एसिडों को छोड़ कर) अविलेय है। गरम सान्द्र दाहक क्षारों में यह घुल जाता है।



चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५३९

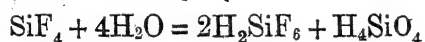
सिलिका और लेड ऑक्साइड ऊँचे तापक्रम तक गलाने पर लेड सिलिकेट देते हैं—



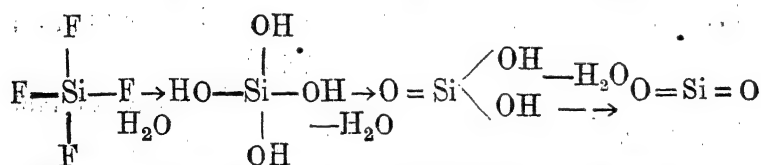
सिलिसिक ऐसिड—सोडियम या पोटैसियम सिलिकेट के विलयन में ऐसिडों के डालने पर लुआबदार सिलिका का अवक्षेप आता है, जो पानी में भी थोड़ा सा विलेय है एवं चार, सोडियम कार्बोनेट और अम्लों में भी। हवा में सुखाये जाने पर इसमें १६ प्रतिशत पानी बच रहता है जिसके अनुसार इसका सूत्र $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ अथवा H_2SiO_3 ठहरता है। इसको मेटासिलिसिक ऐसिड कहते हैं।

इसे यदि 100° तापक्रम पर सुखाया जाय तो कुछ पानी और उड़ जाता है। अब १३% पानी बच रहता है, और इस समय सिलिका अलेविय बन जाता है, और अधिक गरम करने पर पानी धीरे धीरे कम तो होता जाता है, पर यदि इस कमी के वेग का वक्र खींचा जाय, तो उसमें कहीं पर भी कोई ऐसी अपवादता नहीं प्रतीत होती जिसके आधार पर हाइड्रेट होने की कल्पना की जा सके। 400° के निकट सभी पानी अलग हो जाता है।

जब सिलिकन फ्लोराइड, SiF_4 , को पानी के संपर्क में लाया जाता है तो जो श्लेष या लुआबदार सिलिका मिलता है, उसे ईथर से धोकर छन्ने कागजों के बीच में सुखा लिया जाय, तो जो ऐसिड मिलता है उसका संगठन H_4SiO_4 (या $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) प्रतीत होता है। इसे आर्थो सिलिसिक ऐसिड कहते हैं।

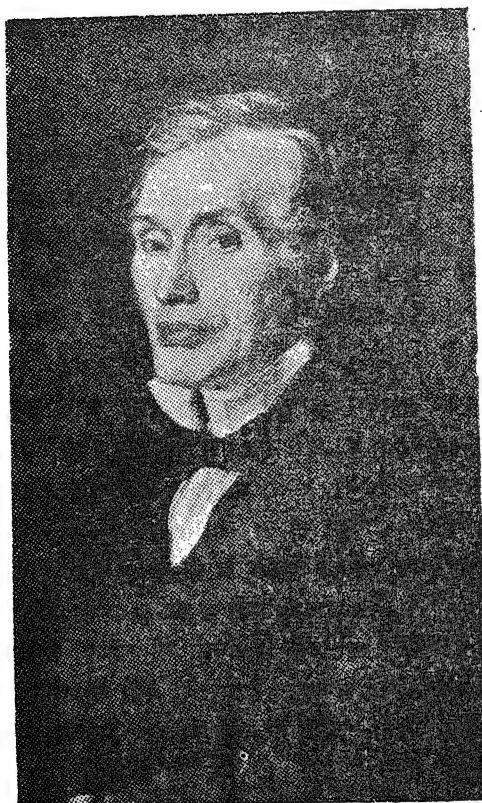


आर्थो-और मेटा-सिलिसिक ऐसिडों में सम्बन्ध इस प्रकार है—



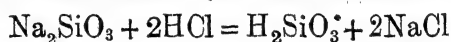
सिलिकन आर्थो-सिलिसिक मेटा-सिलिसिक सिलिका
फ्लोराइड ऐसिड ऐसिड

वस्तुतः आर्थो ऐसिड का मुक्त रूप में रहना संदिग्ध ही है। संभव है यह दोनों ऐसिड बहुलावयवी होकर रहते हों— $(\text{H}_4\text{SiO}_4)_4$ और $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_4$ । इन दोनों ऐसिडों से बने सिलिकेट प्रकृति में बहुत पाये जाते हैं।



कोलायडीय या श्लैष सिलिसिक ऐसिड—यदि सोडियम सिलिकेट विलयन को 100° तक गरम किया जाय और फिर इसमें हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड छोड़ा जाय, तो सिलिका जेल, $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, का अवक्षेप आता है। पर यदि 100°C. ठंडे हलके हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड (१ भाग सान्द्र में १ भाग पानी) को 200°C. ठंडे “जल-कांच” के विलयन में (३०% सोडियम सिलिकेट के हिसाब का विलयन) डाला जाय तो सिलिसिक ऐसिड का श्लैष या कोलायडीय विलयन जिसे विलय या सौल (Sol) भी कहते हैं मिलता है। यदि इस

चित्र ८५—ग्रैहम-(श्लैष रसायन का जन्मदाता) विलय का पार्चमेंट कागज में अपोहन (dialysis) किया जाय तो इसका सोडियम क्लोराइड सब बाहर निकल आवेगा और सिलिसिक ऐसिड विलय कागज के थैले में रह जायगा।



कोलायडीय विलयों को शुद्ध करने की इस अपोहन विधि का प्रयोग ग्रैहम (Graham) ने सबसे पहले सन् १८६१ में किया था।

सिलिकेट—यह कहा जा चुका है कि भूमंडल की ससस्त शिलाओं का मुख्य अंश सिलिकेट है। इन सिलिकेटों की भिन्न भिन्न प्रकार की रचना मिलती है। हम यह कह सकते हैं कि मुख्यतया सब सिलिकेट ६ काल्पनिक सिलिसिक ऐसिडों के लवण हैं। यह सब ६ काल्पनिक ऐसिड आर्थो-सिलिसिक ऐसिड में पानी की भिन्नता करके उत्पन्न किये जा सकते हैं—

चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५४१

१. ऑर्थो-सिलिसिक एसिड— H_4SiO_4 —इसके लवण ऑर्थो-सिलिकेट । उदाहरण—जरकोन, $ZrSiO_4$; ओलिविन, Mg_2SiO_4 ; गार्नेट, $Ca_3Al_2(SiO_4)_3$ ।

२. मेटा-सिलिसिक एसिड— H_2SiO_3 , अर्थात् $(H_4SiO_4 - H_2O)$ । इसके लवण मेटा-सिलिकेट । उदाहरण—वोलस्टोनाइट, $CaSiO_3$; बेरील, $Be_3Al_2(SiO_3)_6$; ऐम्बेस्टस $Mg_3Ca(SiO_3)_4$ ।

३. ऑर्थो-द्विसिलिसिक एसिड— $H_8Si_2O_7$, अर्थात् $(2H_4SiO_4 - H_2O)$ । इसके लवण ऑर्थो-द्विसिलिकेट । उदाहरण—सरपेंटाइन, $Mg_3Si_2O_7$; केओलिनाइट, $Al_2Si_2O_7 + 2H_2O$ ।

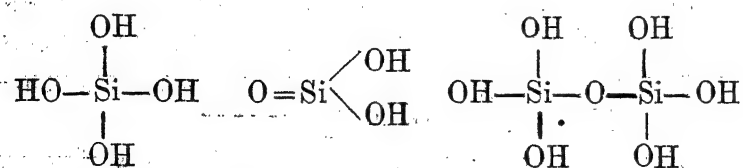
४. मेटा-द्विसिलिसिक एसिड— $H_2Si_2O_5$, अर्थात् $(2H_4SiO_4 - 3H_2O)$ । इसके लवण मेटा-द्विसिलिकेट । उदाहरण—पेटेलाइट $LiAl(Si_2O_5)_2$ ।

५. ऑर्थो-त्रिसिलिसिक एसिड— $H_8Si_3O_{10}$, अर्थात् $(3H_4SiO_4 - 2H_2O)$ । इसके लवण ऑर्थो-त्रिसिलिकेट । उदाहरण—मेलिलिथ, $Ca_4Si_3O_{10}$ ।

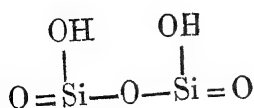
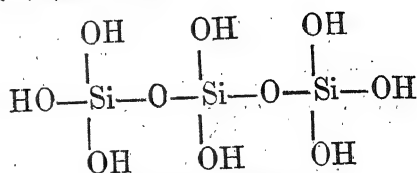
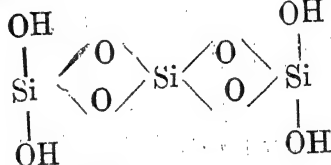
६. मेटा-त्रिसिलिसिक एसिड— $H_4Si_3O_8$, अर्थात् $(3H_4SiO_4 - 4H_2O)$ । इसके लवण मेटा-त्रिसिलिकेट । उदाहरण—ऑर्थोक्लेज़, $KAlSi_3O_8$ ।

जिन सिलिकेटों की रचना इन ६ समूहों में से किसी के अनुकूल नहीं है, वे अधिकतर भास्मिक लवण समझे जाते हैं, जैसे सायनाइट, $(AlO)_2SiO_3$ अथवा $Al_2O_3 \cdot SiO_2$ ।

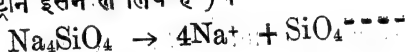
ऊपर वर्णित ६ सिलिसिक एसिडों को निम्न प्रकार चित्रित किया जा सकता है ।



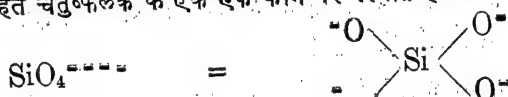
१. ऑर्थो-सिलिसिक एसिड २. मेटा-सिलिसिक एसिड ३. ऑर्थो-द्विसिलिसिक एसिड

४. मेटा-द्विसिलिसिक
ऐसिड५. ऑर्थो-त्रिसिलिसिक
ऐसिड६. मेटा-त्रिसिलिसिक
ऐसिड

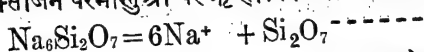
सिलिकेट आयनों की रचना—एक्स-रेसिम के चित्रों द्वारा यह पता चला है कि सिलिकेटों में Si और O परमाणुओं के बीच की दूरी, (Si-O), १.६२Å° है और दो ऑक्सीजनों के बीच की दूरी, (O-O), २.७Å° है। ऑर्थो सिलिकेट, Na₄SiO₄, से ऑर्थो सिलिकेट आयन, SiO₄----, मिलती है जिस पर ४ ऋणात्मक आवेश हैं (अर्थात् ४ सोडियम परमाणुओं से ४ एलेक्ट्रॉन इसने ले लिये हैं)।



ये चारो एलेक्ट्रॉन सिलिकन के चारो ओर एकसाँ प्रस्तुत हैं। यदि सिलिकन को चतुष्फलक के केन्द्र में माना जाय तो ४ ऑक्सीजन ४ विद्युत् आवेशों सहित चतुष्फलक के एक एक कोने पर स्थिति होंगे।

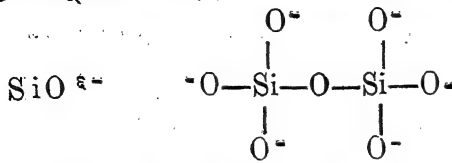


जो सिलिकेट ऑर्थो नहीं है उनमें दो जाति के ऑक्सीजन परमाणु होंगे। एक तो वे जो एक ही ओर सिलिकन परमाणुओं से आवद्ध हों, और दूसरे वे जो दोनों ओर दो सिलिकन परमाणुओं से आवद्ध हों। दूसरे प्रकार के इन ऑक्सीजन परमाणुओं पर ऋणात्मक आवेश नहीं होता। उदाहरणतः—

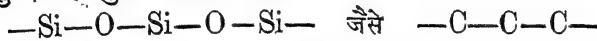


सिलिकेट आयन पर छः ऋणात्मक आवेश हैं, और कुल ७ ऑक्सीजन हैं। स्पष्टतः १ ऑक्सीजन ऐसा है जिस पर कोई आवेश नहीं है अर्थात् यह दूसरी जाति का है—अर्थात् दोनों ओर सिलिकन परमाणुओं से आवद्ध है—

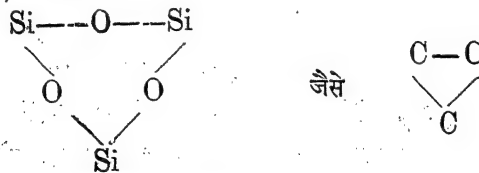
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५४३



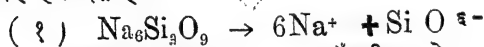
यदि किसी सिलिकेट में दो से अधिक सिलिकन परमाणु हों, तो दो संभावनायें हो सकती हैं। या तो प्रोपेन, ब्यूटेन आदि के समान, सब सिलिकन परमाणु एक ही खुली शृंखला में हों—



अथवा सार्वप्रोपेन, सायक्लो-ब्यूटेन आदि के समान बन्द वलय (closed rings) में हों—

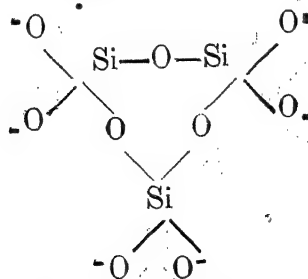


इन आयनों की संयोज्यता की संख्या तो उन ऑक्सीजनों की संख्या पर निर्भर है जिन्होंने सोडियम परमाणुओं से ऋण आवेश प्राप्त किये हैं। एलेक्ट्रोन प्राप्त कर के ये ऑक्सीजन परमाणु एक ही ओर सिलिकन से आवद्ध होंगे। शेष ऑक्सीजन परमाणु दोनों ओर सिलिकन से आवद्ध होंगे। कुछ उदाहरण हम देते हैं—

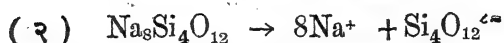


सिलिकेट आयन पर ऑक्सीजन के

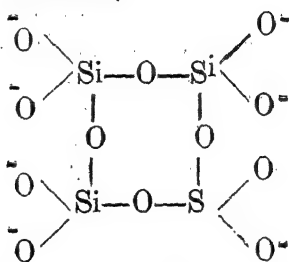
इसमें सिलिकेट आयन पर ६ ऋण आवेश हैं, जो ऑक्सीजन के ६ परमाणुओं पर स्थित होंगे। कुल ऑक्सीजन परमाणु ९ हैं, अतः ३ ऑक्सीजन दोनों ओर सिलिकन से आवद्ध होंगे—



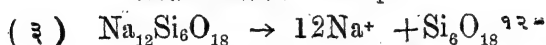
सिलिकेट आयन, $\text{Si}_3\text{O}_9^{6-}$



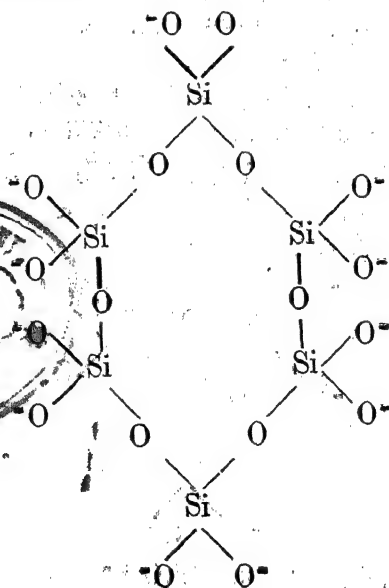
इसमें सिलिकेट आयन पर ८ ऋण आवेश हैं; जो ८ ऑक्सीजन परमाणुओं पर स्थित हैं। कुल ऑक्सीजन परमाणु १२ हैं। अर्थात् ४ ऑक्सीजन परमाणु दोनों ओर सिलिकन से आवद्ध हैं—



सिलिकेट आयन $\text{Si}_4\text{O}_{12}^{4-}$

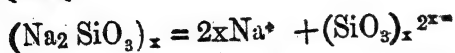


इस सिलिकेट आयन पर १२ ऋण आवेश हैं, जो १२ ऑक्सीजन परमाणुओं पर स्थित हैं। कुल ऑक्सीजन परमाणु १८ हैं, अतः ६ ऑक्सीजन परमाणु दोनों ओर सिलिकन से संयुक्त हैं। यह यौगिक रचना में सायक्लो-हेक्सेन के समान है।

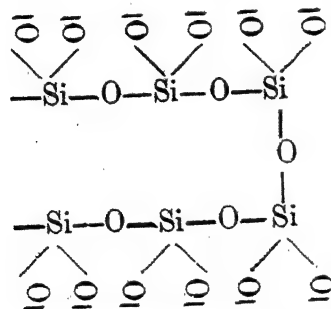


चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५४५

(४) मेटा सिलिकेट, Na_2SiO_3 , अपने बहुलावयय रूप में $(\text{Na}_2\text{SiO}_3)_x$ होता है।



इसमें प्रत्येक सिलिकन के साथ ३ ऑक्सीजन परमाणु हैं, जिनमें से २ परमाणुओं पर ही ऋण आवेश है। प्रत्येक शेष तीसरा ऑक्सीजन दोनों ओर सिलिकन परमाणुओं से आवद्ध होगा। इसे निम्न प्रकार चित्रित कर सकते हैं।



यह विवृत या खुली शृंखला की सूत्र रचना (fibre structure) है। एक्सरिम से इसका समर्थन होता है।

काँच और उसका व्यवसाय—भारतवर्ष में रेह मिट्टी जिसमें बालू भी मिली रहती है, और चूने को गला कर बहुत पुराने समय से काँच बनता रहा है। कभी कभी इसमें क्वार्ट्ज या स्फटिक भी पीस कर मिलाया जाता रहा है। मध्यप्रान्त के बुलढाना प्रान्त की लोनर झील के तट पर सन् १८५६ में काँच की चूड़ियाँ बनाने की दो फैक्टरियाँ थीं। मैसूर में जहाँ स्फटिक होता है, लगभग १५० वर्ष से चीतलद्रुग प्रान्त में कारखाना रहा है। पंजाब में २०० वर्ष पुराना व्यवसाय अब तक चला आता रहा है।

आजकल हमारे देश में काँच के कई कारखाने हैं। इन सबके लिये शुद्ध अच्छी बालू आवश्यक है। बिहार-उड़ीसा में मंगलहाट और पीर पहाड़ के बालू के पत्थर साधारण काँच के लिये अच्छे हैं। भागलपुर की पथरघड़ा बालू में लोहा नहीं है। लघड़ा और बड़गढ़ (नैनी) के निकट की अच्छी शुद्ध बालू कई कारखानों में काम आती है। होशियारपुर जिले के जैजों दोआब और जयपुर रियासत के सवाई माधोपुर में भी अच्छी बालू होती है। प्रयाग, फीरोजाबाद, बहजोई, अमृतसर, लुधियाना आदि में काँच के अच्छे कारखाने हैं। पर-

इस देश के लगभग ३० कारखानों से भी हमारी माँग पूरी नहीं होती है। सन् १९३२-३३ में १ करोड़ ८७ लाख रुपये का काँच देश में बाहर से आया जिसमें ३५.५ % चूड़ियों के रूप में था, १२.६ % दानों के रूप में (मोती आदि), १४ % बोतलों के रूप में और १२ % दरवाज़ों में लगाने के काँच के शीशों के रूप में। विलायती काँच का सोडा अधिकतर अमोनिया-सोडा विधि से बनाया जाता है। काँच बनाने में सोडियम सल्फेट, सुहागा, और सोडियम नाइट्रेट का भी भिन्न भिन्न उद्देश्यों से उपयोग होता है।

काँच की कोई एक परिभाषा देना कठिन है। यह अमिश्र, कठोर और भंजनशील होता है। यह कुछ आम्लिक ऑक्साइडों जैसे सिलिका, बोरिक ऑक्साइड, और फॉस्फोरिक ऑक्साइड को धात्विक ऑक्साइडों (जैसे सोडियम, पोटैशियम, कैल्शियम, सीसा आदि के) के साथ गलाने से बनता है। गले हुये द्रव्य को इतनी शीघ्रता से ठंडा किया जाता है कि काँच के सिलिकेट मिश्रण न हो सकें। इसे अतिशीतलीकृत (super-cooled) द्रव समझना चाहिये।

(क) काँच बनाने में निम्न आम्लिक ऑक्साइडों का विशेष प्रयोग होता है—

(१) सिलिका, SiO_2 —यह बालू के रूप में लिया जाता है। बालू के कण एक आकार के होने चाहिये। न इतने बड़े हों कि प्रतिक्रिया होवे ही नहीं, और न इतने छोटे हों कि प्रतिक्रिया ज़ोरों से होवे। इसमें लोहे का ऑक्साइड या कार्बनिक अशुद्धियाँ नहीं होनी चाहिये।

(२) बोरन त्रिऑक्साइड, B_2O_3 —यह बोरिक एसिड या सुहागा के रूप में छोड़ा जाता है। यदि कम प्रसार-निरूपक (coefficient of expansion) का काँच बनाना हो तो इसका उपयोग करना चाहिये।

(३) फॉस्फोरस का ऑक्साइड, P_2O_5 —यह कैल्शियम फॉस्फेट के रूप में छोड़ा जाता है। आर्सेनियस ऑक्साइड, As_2O_3 , का और इसका उपयोग धुँधले काँच बनाने में होता है।

(ख) इनके अतिरिक्त निम्न भास्मिक ऑक्साइडों का प्रयोग होता है—लीथिया, सोडा, चूना, पोटैश, बेराइटा, मेगनीशिया, सीसे का और जस्ते का; कभी कभी रबीडियम का ऑक्साइड भी उपयोगी होता है।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५५७

सोडियम ऑक्साइड के लिये सोडा राख, Na_2CO_3 , सोडियम नाइट्रेट, या सोडियम सल्फेट और कार्बन का मिश्रण काम में लाते हैं। पोटैशियम कार्बोनेट या नाइट्रेट के रूप में और कैल्सियम चूने या कैल्सियम कार्बोनेट के रूप में लेते हैं। यदि ऊँचे वर्तनांक का काँच बनाना हो तो बेरियम कार्बोनेट का उपयोग होता है।

चूना और सीसे के ऑक्साइड के स्थान में जस्ते के ऑक्साइड के उपयोग से ताप-विरोधी काँच बनता है।

(ग) काँच के रंग—यदि रंगदार काँच बनाने हों तो गले हुये काँच में कुछ धात्विक लवण या ऑक्साइड मिलाने चाहिये। किस पदार्थ से कैसा रंग आवेगा यह नीचे दिया जाता है—

पदार्थ	रंग
कार्बन	एम्बर रंग
कैल्सियम सल्फाइड	नींबू सा पीला
कोबाल्ट ऑक्साइड	गहरा नीला
क्यूप्रस लवण	लाल
क्यूप्रिक लवण	मोरकंठ सा नीला
कैसियस का प्लस (गोल्ड क्लोराइड)	लाल
पोटैसियम द्विक्रोमेट	हरा या हरित पीला
फेरस लवण	हरा
फेरिक लवण	हरा
मैंगनीज ऑक्साइड	हलके लाल से काले तक
सोडियम यूरेनेट	पीला प्रतिदीप्तक
सेलेनियम	लाल

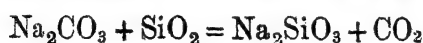
भट्टियाँ—काँच बनाने के सब मसाले अच्छी तरह से महीन पीस कर मिलाये जाते हैं, और यदि आवश्यक हो तो मिला कर फिर पिसाई करते हैं। इस मिश्रण का नाम “बैच” (batch) है। इसे या तो टैंक भट्टी के टैंक में या घट-भट्टी (pot furnace) के घट में भरते हैं।

घट-भट्टी—काँच बनाने का घट बन्दर के रूप की मिट्टी की बनी हुई विशाल मूषा होती है। अनेक घट भट्टी के चारों ओर एक वृत्त में रखे होते हैं। आग का विधान पुनरुत्पादन सिद्धान्त (regenerative) के आधार पर होता है अर्थात् भट्टी से जो गैसें गरम होकर उठती हैं, वे फिर भट्टी में आने वाली हवा को अपनी गरमी दे देती हैं, इस प्रकार गरमी का व्यर्थ नुकसान नहीं होता।

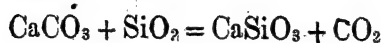
टैंक भट्टी—इसमें आयातकार एक हौज सा होता है जिसमें काँच गलाया जाता है। यह उत्पादक गैस (producer gas) से गरम किया जाता है। इसमें भी पुनरुत्पादन सिद्धान्त का उपयोग करते हैं जैसा ऊपर कहा गया है।

“बैच” में पुराने काँच के टुकड़े भी मिला दिये जाते हैं जिन्हें “कलेट” (cullet) कहते हैं। इनके मिलाने पर बैच के गलने में सहायता होती है। द्रवणांक कम हो जाता है। जब सब मसाला गल गया तो बीच बीच में परीक्षा करते रहते हैं कि यह काम योग्य है या नहीं, और इसमें से कार्बन द्वि ऑक्साइड और गन्धक द्वि ऑक्साइड के बुलबुले बन्द हो गये या नहीं। जब ऐसा हो जाय, तो इसे “प्लेन” (plain) कहते हैं। अब गरम करना बन्द कर देते हैं, और भट्टी को ठंडा होने देते हैं। जो मैल ऊपर उतरा आता है उसे काँछ कर अलग कर देते हैं। इस काँच से फिर जो चीज़ें चाहें बनाते हैं। मुँह की साँस से फुला कर बोट, चिमनी आदि तैयार की जाती हैं। ऐसा करने को काँच फुलाना या फूँकना (glass blowing) कहते हैं।

भट्टी की प्रतिक्रियायें—साधारण काँच कैल्सियम सोडियम सिलिकेट $\text{CaO} \cdot \text{Na}_2\text{O} \cdot 5\text{SiO}_2$ होता है। बालू और सोडियम कार्बोनेट को साथ साथ गलाने पर काँच सा जो पदार्थ मिलता है, उसे जल-काँच (water glass) कहते हैं क्योंकि यह पानी में विलेय है—

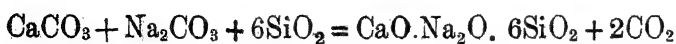


इसी प्रकार की प्रतिक्रिया से कैल्सियम सिलिकेट बनता है (चूने के पत्थर और बालू के योग से) —



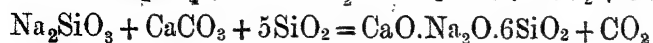
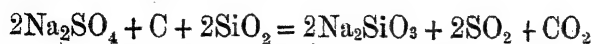
चूने के पत्थर, सोडा और बालू तीनों को साथ साथ गलाने पर कैल्सियम सोडियम सिलिकेट बनेगा—

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५४९



अधिकतर १०० भाग बालू, ३५ भाग सोडा-राख और १५ भाग चूने का पत्थर—इस अनुपात में तीनों को मिला कर गलाते हैं।

कभी कभी सॉल्ट केक, Na_2SO_4 , और कोयले के मिश्रण को बालू और चूने के पत्थर के साथ गलाया जाता है—



काँच का मृदुकरण (annealing)—काँच के बर्तन जिस समय काँच फूँक कर तैयार किये जाते हैं, बहुत गरम होते हैं, और वे एकदम ठंडे कर दिये जायँ तो विषम संकुचन के कारण टूट जाते हैं, अतः यह आवश्यक होता है कि उन्हें धीरे धीरे ठंडा होने दिया जाय। प्रयोगशाला में जब काँच को फुला कर बल्ब आदि तैयार करते हैं, तो उसे बर्तन की कजली से लपेट देते हैं, जिससे एकदम ठंडे न हों। धीरे धीरे ठंडे करने की क्रिया को मृदुकरण कहते हैं। काँच के कारखानों में भट्टी के आसपास कई कमरे लगातार इस प्रकार के होते हैं कि एक गरम होता है, दूसरा उससे कम गरम, आगे वाला और कम गरम। काँच के बर्तन एक कमरे में से दूसरे कमरे में थोड़ी थोड़ी देर के बाद ले जाये जाते हैं। इस प्रकार वे चटखने से बचते रहते हैं।

काँच की जातियाँ—बाजार में कई प्रकार के काँच दिखायी पड़ते हैं। अलग अलग कामों के लिये अलग अलग तरह के काँच बनाने पड़ते हैं। हम इनमें से कुछ का उल्लेख करेंगे।

१. सोडा काँच—यह बालू, चूने के पत्थर और सोडा-राख से (या सोडियम सल्फेट और कोयले के मिश्रण से) बनता है। यह साधारण काँच है।

२. बोहेमियन या पोटाश काँच—यह सोडा-राख की जगह पोटैसियम कार्बोनेट या नाइट्रेट लेकर बालू और चूने के पत्थर को साथ गला कर बनता है। सोडा काँच की अपेक्षा यह ऊँचे तापक्रम पर गलता है।

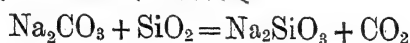
३. फिल्ट काँच—यह पोटैसियम कार्बोनेट, बालू और लेड ऑक्साइड के योग से बनता है (चूने के स्थान में PbO)। इसका वृत्तनांक ऊँचा है। बिजली के बल्ब और प्रकाश यंत्रों के बनाने में काम आता है।

४. येना काँच (Jena glass)--येना नगर के शॉट (Schott) और एबे (Abbe) ने इसे पहली बार बनाया। इसमें बोरिक ऐसिड, आर्सेनिक ऐसिड और फॉस्फोरिक ऐसिड भी सिलिका के अतिरिक्त होते हैं, और पोटैशियम, यशद (जस्ता), ऐल्यूमीनियम और बेरियम के ऑक्साइड भी होते हैं। रासायनिक प्रयोगशाला के उत्तम काम के लिये यह सर्वोत्तम काँच है। इस पर अम्ल और क्षार का प्रभाव शीघ्र नहीं होता।

५. पायरेक्स काँच--यह यशद (जस्ता) और बेरियम का/बोरो-सिलिकेट है। गरम करने का काम इनमें सुलभता से होता है, क्योंकि ये आसानी से चटखते नहीं हैं। चाय के प्याले भी अब इससे बनते हैं।

६. क्रूक्स काँच (प्रकाशोपयोगी)--साधारण काँचों में सीरियम ऑक्साइड मिलाने पर यह बनता है। यह अल्ट्रावायलेट किरणों को रोक लेता है, इसलिये इसका उपयोग चश्मा बनाने में होता है।

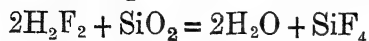
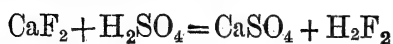
सोडियम सिलिकेट या जल-काँच (Water glass)--सोडा-राख और शुद्ध बालू को आग्नेय ईंटों की बनी भट्टी में एक साथ गलाने पर यह बनता है। उत्पादक गैस (producer gas) से बहुधा गलाने का काम लेते हैं। प्रतिक्रिया इस प्रकार है—



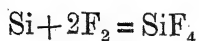
गले हुये काँच को निकाल लेते हैं, और गरम अवस्था में ही इस पर पानी का फौवारा छोड़ते हैं। ऐसा करने से यह चटख कर टुक टुक हो जाता है। इन टुकड़ों को बाँयलर में रख कर पानी और दाब पर की भाप के साथ गरम करते हैं। ऐसा करने पर सोडियम सिलिकेट पानी में घुल जाता है। द्रव को विशेष कड़ाहों में उड़ा कर गाढ़ा करते हैं, जब गाढ़ी चासनी सा रह जाय तो ठंडा कर लेते हैं। इसे जल-काँच कहते हैं। यह लकड़ी को अग्निजित (fireproof) बनाने में, रेशम को भरतू करने में, और अंडों के संरक्षण में काम आता है। और भी अनेक इसके उपयोग हैं।

सिलिकन चतुःफ्लोराइड, SiF_4 — (१) यह हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और सिलिका (या सिलिकेट) के योग से बनता है। अच्छी विधि यह है कि एक भाग बालू (या पिसा काँच) और एक भाग कैल्शियम फ्लोराइड का चूर्ण लो और दोनों के मिश्रण को ६ भाग सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ गरम करो। जो गैस निकले उससे पारे के ऊपर इकट्ठा करो।

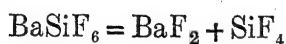
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५५१



(२) यह गैस क्लोरीन और अम्लम सिलिकन के योग से भी बनती है—



(३) बेरियम फ्लोसिलिकेट को गरम करने से शुद्ध सिलिकन फ्लोराइड मिलता है—

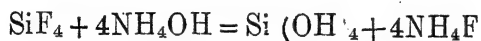


सिलिकन फ्लोराइड नीरंग धूमवान गैस है। बिना द्रव हुये ही यह -126° पर ठोस हो जाती है (वायु मंडल के दाब पर)। ठोस फ्लोराइड २ वायु-मंडल पर -77° पर पिघलता है, और इस द्रव का क्वथनांक 58.1 mm. दाब पर -64° है। यह अमोनिया से संयुक्त होकर $\text{SiF}_4 \cdot 2\text{NH}_3$ देता है।

पानी के योग से विलेय हाइड्रो-फ्लोसिलिसिक एसिड, H_2SiF_6 , और अविलेय लुआबदार (श्लेष) ऑर्थो सिलिसिक एसिड बनता है—

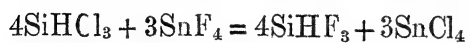


अमोनिया विलयन के साथ अमोनियम फ्लोराइड और सिलिसिक एसिड बनता है—



तप्त सिलिकन पर फ्लोराइड को प्रवाहित करने पर एक अनिश्रित सब-फ्लोराइड (Si_2F_7 ?) बनता है जो श्वेत चूर्ण है, और पोटैशियम परमैंगनेट को अपचित करता है।

सिलिको-फ्लोरोफार्म, SiHF_3 —यह सिलिकन-क्लोरोफार्म, SiHCl_3 , के समान है। स्टैनिक फ्लोराइड, SnF_4 , या टाइटेनियम चतुः-फ्लोराइड और सिलिकन-क्लोरोफार्म के योग से बनता है—



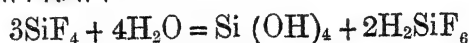
यह ज्वलनशील गैस है जिसका क्वथनांक -20.2° , और द्रवणांक -110° है। गरम करने पर यह विभाजित हो जाता है—



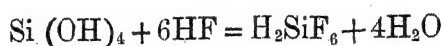
पानी के योग से यह सिलिसिक एसिड, फ्लोसिलिसिक एसिड और हाइड्रोजन देता है—



हाइड्रोफ्लोसिलिसिक एसिड, या सिलिको-फ्लोरिक एसिड, H_2SiF_6 —सन् १७७१ में शीले (Scheele) ने पानी और सिलिकन फ्लोराइड की प्रतिक्रिया का निरीक्षण किया, पर १८२३ में बर्ज़ीलियस ने इसका ठीक समाधान किया।



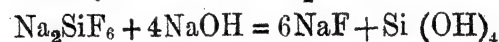
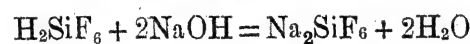
लुआबदार (श्लेष) सिलिसिक एसिड को यदि हाइड्रोफ्लोरिक एसिड में घोला जाय तो और हाइड्रोफ्लोसिलिसिक एसिड बनता है—



यदि सिलिकन फ्लोराइड गैस को सान्द्र हाइड्रोफ्लोरिक एसिड में प्रवाहित किया जाय, और विलयन को बर्फ में ठंढा किया जाय, तो $\text{H}_2\text{SiF}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ के मण्ड (द्रवणांक 18°) प्राप्त होंगे।



इस एसिड के विलयन में यदि कार्बिक सोडा का विलयन छोड़ा जाय तो पहले तो सोडियम फ्लोसिलिकेट, Na_2SiF_6 , बनता है, और बाद को सिलिसिक एसिड का अवक्षेप आता है।



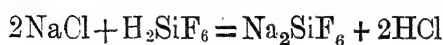
इस प्रकार १ अणु एसिड के लिये ६ अणु NaOH के लगेंगे, और तब फीनोलथैलीन से लाल रंग आवेगा।

इस एसिड के लवणों को फ्लोसिलिकेट अथवा सिलिकोफ्लोराइड कहते हैं। ये सिलिकन फ्लोराइड गैस और अन्य ठोस फ्लोराइडों के योग से भी बनते हैं—



कुछ सिलिको फ्लोराइड काफी अविलेय हैं जैसे— Li_2SiF_6 , K_2SiF_6 , Na_2SiF_6 , BaSiF_6 , CaSiF_6 । इनमें से सोडियम और पोटैशियम के श्लेष या लुआबदार अवक्षेप देते हैं। यह निम्न प्रतिक्रिया से अवक्षेप देंगे—

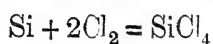
चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५५३



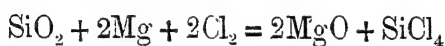
बेरियम का सफेद मणिभीय अवक्षेप होता है। स्ट्रोंशियम-सिलिको फ्लोराइड विलेय है।

सिलिकन चतुःक्लोराइड, SiCl_4 —सिलिकन के कई क्लोराइड ज्ञात हैं जैसे— Si_2Cl_6 , Si_3Cl_8 , $\text{Si}_4\text{Cl}_{10}$, $\text{Si}_5\text{Cl}_{12}$, $\text{Si}_6\text{Cl}_{14}$ आदि पर इन सब में चतुःक्लोराइड ही अधिक उल्लेखनीय है।

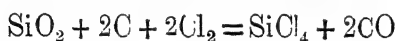
(१) सन् १८२३ में बर्ज़ीलियस ने अमणिभ सिलिकन को शुष्क क्लोरीन के प्रवाह में गरम करके इसे बनाया—



(२) बालू और मेगनीशियम चूर्ण के रक्त-तप्त मिश्रण पर क्लोरीन प्रवाहित करके भी यह बनता है—



(३) बालू और कोयले के चूर्ण को श्वेत ताप तक गरम करके क्लोरीन के योग से भी यह बनाया जा सकता है—



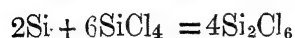
यह नीरंग वाष्पशील द्रव है, घनत्व १.५२४; द्रवणांक— 50° , क्वथनांक 56.5° । हवा में से जल लेकर यह धुआँ देता है। जल से उद्विच्छेदन हो जाता है—



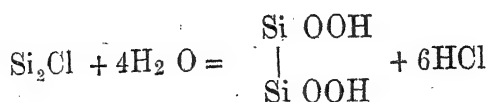
यदि गैस को पानी में प्रवाहित किया जाय तो सिलिसिक एसिड का लुआवदार (श्लिष) अवक्षेप आता है।

सिलिकन चतुःक्लोराइड अमोनिया के योग से श्वेत अमणिभ चूर्ण, $\text{SiCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$, देता है।

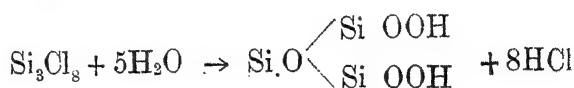
सिलिकन त्रिक्लोराइड, Si_2Cl_6 —अति तप्त सिलिकन पर सिलिकन चतुःक्लोराइड की व.ष्प प्रवाहित करने पर यह बनता है।



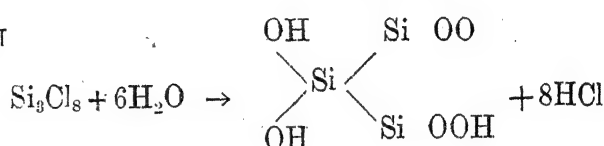
यह नीरंग धूमवान द्रव है, द्रवणांक— 1° । यह हवा में अपने आप जल उठता है। पानी के योग से सफेद विस्फोटक, $\text{Si}_2\text{H}_2\text{O}_4$, देता है जिसे सिलिकन-ऑक्जेलिक एसिड समझना चाहिये।



सिलिकन और क्लोरीन की प्रतिक्रिया से चतुःक्लोराइड, SiCl_4 , के अतिरिक्त त्रिक्लोराइड, Si_2Cl_6 , और अष्टक्लोराइड, Si_3Cl_8 , भी बनते हैं। आंशिक स्रावण द्वारा इन्हें अलग किया जा सकता है। अष्टक्लोराइड और पानी के योग से एक श्वेत चूर्ण, $\text{H}_2\text{Si}_3\text{O}_8 \cdot \text{H}_2\text{O}$ या $\text{H}_4\text{Si}_3\text{O}_8$ बनता है जिसे सिलिकन मेसोक्जेलिक (mesozalic) एसिड समझना चाहिये।



अथवा



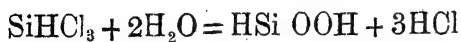
सिलिकन-क्लोरोफॉर्म, SiHCl_3 —हाइड्रोजन क्लोराइड को रक्ततप्त सिलिकन पर (अथवा सिलिकन और मेगनीशिया के मिश्रण पर) प्रवाहित करने पर यह बनता है—



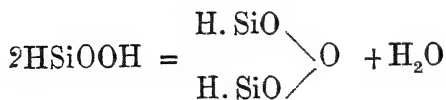
इस प्रतिक्रिया में कुछ सिलिकन चतुःक्लोराइड (कथनांक 56°C) भी बनता है, जो आंशिक स्रावण द्वारा पृथक् किया जा सकता है। सिलिकन-क्लोरोफॉर्म का क्वथनांक 33° और द्रवणांक -138° है। यह नीरंग गाढ़ा द्रव है (घनत्व 1.346), जल्दी आग पकड़ लेता है, ज्वाला का रंग किनारों पर हरा होता है।

सिलिकन-क्लोरोफॉर्म पर बर्फीले पानी के योग से एक सफेद ठोस पदार्थ मिलता है जो सिलिको-फॉर्मिक एनहाइड्राइड, $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$, है। यह फॉर्मिक एसिड के समान प्रबल अपचायक है। स्वयं उपचित होकर सिलिका देता है।

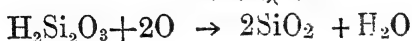
चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५५५



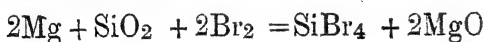
सिलिकन-फॉर्मिक एसिड



एनहाइड्राइड

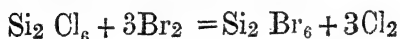


सिलिकन चतुःब्रोमाइड, SiBr_4 —यह अमणिभ सिलिकन और ब्रोमीन के योग से अथवा रक्तत बालु और मैग्नीशियम चूर्ण पर ब्रोमीन वाष्पों के प्रवाह से बनता है—

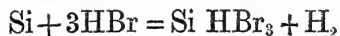


इसका क्वथनांक 183° है।

सिलिकन त्रिक्लोराइड और ब्रोमीन के योग से सिलिकन त्रिब्रोमाइड, Si_2Br_6 , भी बनता है जो ठोस पदार्थ है।

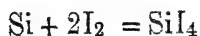


सिलिकन ब्रोमोफॉर्म, SiHBr_3 —यह सिलिकन और हाइड्रोब्रोमिक एसिड के योग से बनता है—

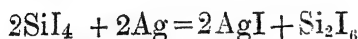


इसका क्वथनांक 116° और द्रवणांक -100° है।

सिलिकन चतुःआयोडाइड, SiI_4 —यह आयोडीन वाष्प और सिलिकन के योग से बनता है—



चाँदी के महीन चूर्ण के साथ गरम करने पर यह त्रिआयोडाइड, Si_2I_6 , भी देता है—

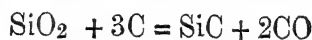


त्रिआयोडाइड के सुन्दर मणिभ होते हैं; यह धूमवान पदार्थ है।

सिलिकन-आयोडोफॉर्म, SiHI_3 —यह हाइड्रोजन आयोडाइड और आयोडीन के मिश्रण को सिलिकन पर प्रवाहित करने से बनता है। इसका क्वथनांक संभवतः 220° के निकट है।

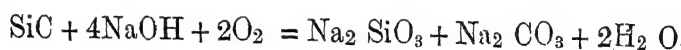
सिलिकन के अनेक ऑक्सिक्लोराइड जैसे Si_2OCl_4 (क्वथनांक 136°) $\text{Si}_4\text{O}_4\text{Cl}_8$ (क्वथनांक 200°) आदि भी प्राप्त हैं।

सिलिकन कार्बाइड या कार्बोरेंडम, SiC —बालू को कार्बन के साथ ऊँचे तापक्रम तक गलायें तो सिलिकन कार्बाइड, SiC , बनता है—



यह प्रतिक्रिया बिजली की भट्टी में की जाती है। इसमें एलेक्ट्रोड ग्रेफाइट के होते हैं, और भट्टी के अगल-बगल लगे होते हैं। दोनों एलेक्ट्रोडों की नोकों के बीच में कोक के चूरे की एक पंक्ति होती है जो बिजली की धारा के चालक का काम करती है, इसके चारों ओर बालू, कोयले और नमक का मिश्रण भरा रहता है। नमक का उपयोग बालू और कोयले को चिपकाये रखने का है। प्रतिक्रिया पूरी होने पर काली चमकदार तह कार्बोरेंडम की मिलती है।

यह बड़ा ही दृढ़ पदार्थ है, और सान धरने के चाक बनाने के काम आता है। इस काम के लिये पहले कोरेंडम पत्थर का उपयोग होता था इसीलिये सिलिकन कार्बाइड का नाम कार्बोरेंडम पड़ा है। इस पर किसी रासायनिक पदार्थ का प्रभाव नहीं पड़ता। पर हवा की विद्यमानता में कास्टिक सोडा के साथ गलाया जा सकता है।



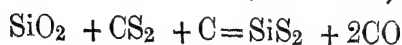
इसके मणियों की आकृति हीरे से मिलती जुलती है।

बिजली की भट्टी में कार्बोरेंडम बनाते समय एक और पदार्थ सिलोक्सिकन (siloxicon), Si_2OCl_2 , भी बनता है।

सिलिकन बोराइड, SiB_3 , SiB_6 —ये भी कठोर पदार्थ हैं, और बोरन और सिलिकन के योग से बिजली की भट्टी में बनते हैं।

सिलिकन नाइट्राइड—तप्त सिलिकन पर नाइट्रोजन प्रवाहित करने से SiN_2 , Si_2N_3 , Si_3N_4 आदि नाइट्राइड बनते हैं।

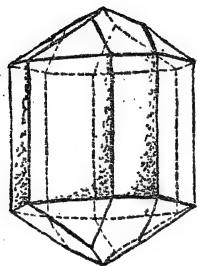
सिलिकन द्विसलफाइड, SiS_2 —सिलिकन और गन्धक को साथ-साथ तपाने पर यह बनता है। सफेद रेशम की आभा सी इसकी सुइयें होती हैं। पानी के साथ यह हाइड्रोजन सलफाइड देता है। यह बालू, कोयले और कार्बन द्विसलफाइड के योग से (रक्तताप पर) भी बनता है—



वंग, टिन या स्टैनम, Sn.

[Tin or Stannum]

वंग या टिन इस देश की पुरानी परिचित धातु है जिसका प्रयोग काँसा बनाने में किया जाता है। काँसा मिश्र देश में भी ईसा से २००० वर्ष पूर्व का पाया गया है। यह प्रकृति में काफी विस्तृत है। इसका परिचित



अयस्क कैसिटेराइट या वंग पत्थर, SnO_2 , है।

इसका द्रवणांक 1127° है। यह ताँबे, लोहे और जस्ते के मात्तकों के साथ मिला हुआ भी पाया जाता है। बर्मा में कैसिटेराइट काफी मात्रा में पाया जाता है, विशेषतया टेवाँय, एम्हर्स्ट और शान रियासतों में। सन् १९३७ में ६६ लाख टन अयस्क यहाँ से प्राप्त किया गया।

धातुकर्म—कैसिटेराइट (टिन स्टोन या वंग पत्थर) से धातु प्राप्त करने की प्रतिक्रिया के निम्न अंग हैं—

(१) अयस्क को पहले शिलाओं के कंकड़-पत्थरों से पृथक् किया जाता है। यह काम अधिकतर पानी के प्रवाह द्वारा धो कर करते हैं। अयस्क के भारी कण नीचे बैठ जाते हैं, और हलका कूड़ा-कचरा ऊपर आ जाता है जो पानी में धुल जाता है। इस प्रकार अयस्क का मूलशोधन हुआ।

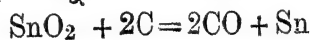
(२) मूल शोधित अयस्क का बड़ी चपक भट्टी में निस्तापन करते हैं। आरंभ में तो धीरे धीरे गरम करते हैं जिससे सल्फाइड एक दूसरे में चिपक न जायँ। इस निस्तापन या जारण की क्रिया में आर्सेनिक As_2O_3 बन कर उड़ जाता है। (इसकी वाष्पों को विशेष कोष्ठों में ठंडा कर लेते हैं)। गन्धक का गन्धक द्विआक्साइड बन जाता है और लोहे के मात्तिक का सल्फेट बन जाता है।

(३) इस प्रकार निस्तप्त या जारित अयस्क में बहुधा लोहे और मैगनीज़ के टंगस्टेट भी होते हैं जो मूल्यवान् हैं। विद्युत्-चुम्बकीय क्षेत्र में घूमने वाली पट्टी पर इस अयस्क को धीरे धीरे गिराया जाता है। चुम्बक के निकट तो लोहे और मैगनीज़ के टंगस्टेट गिर पड़ते हैं, और वंग का आक्साइड

(स्टैनिक ऑक्साइड) दूर जा गिरता है। इस प्रकार दोनों को पृथक् कर लिया जाता है।

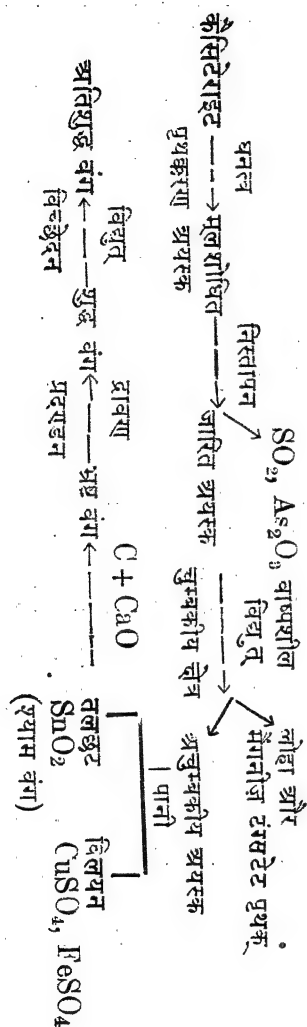
(४) अब इस निस्तप्त अयस्क को पानी से थोड़ा तर करते हैं और कुछ दिनों तक ढेरी में पड़ा रहने देते हैं। ऐसा करने पर शेष लोहे और ताँबे के सलफाइड तो विलेय सलफेटों में परिणत हो जाते हैं, और जो अविलेय तलछट बच जाती है वह वंग और लोहे का ऑक्साइड है। वंग ऑक्साइड भारी होने के कारण जल्दी बैठता है, अतः यह नीचे के स्तर में रहता है, और ऊपर की सतह लोहे के ऑक्साइड की होती है। पानी की सहायता से लोहे के ऑक्साइड को वंग के ऑक्साइड से पृथक् कर लेते हैं। इस प्रकार जो सांद्र वंग ऑक्साइड मिलता है उसे “श्याम वंग” (ब्लैक टिन) कहते हैं। इसमें ७०% वंग होता है।

(५) अब “श्याम वंग” को एन्थ्रोसाइट कोयले के साथ (१ टन श्याम वंग के लिये ४ हंडरवेट कोयला) क्षेपक भट्टी में गरम करते हैं। द्रावक के रूप में थोड़ा सा चूना या फ्लोरस्पर भी मिला देते हैं।



प्रतिक्रिया में स्टैनिक ऑक्साइड का अपचयन हो जाता है और द्रवीभूत वंग धातु मिलती है। एक छेद द्वारा यह द्रव धातु बाहर बहा ली जाती है, और फिर ढाल कर इसके ठप्पे बना लेते हैं। इस प्रकार “भ्रष्ट वंग” (pig tin) मिला।

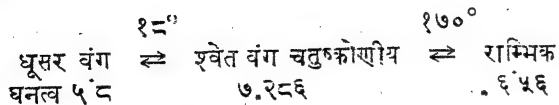
(६) अब इस प्रकार प्राप्त अशुद्ध वंग धातु का शोधन करना रह जाता है। यह शोधन द्रावण विधि (liquation process) द्वारा किया जाता है। भ्रष्ट वंग को दूसरी क्षेपक भट्टी में नियमित तापक्रम पर फिर गरम करते हैं। भ्रष्ट वंग का जो पवित्र अंश होता है वह अधिक जल्दी द्रव हो जाता है, और यह पहला भाग ढलवां लोहे के पात्र में इकट्ठा कर लिया जाता है। जो अशुद्धियों वाला भ्रष्ट भाग होता है, वह ठोस ही बना रहता है। इसके बाद शुद्ध धातु को “डंडियाते” या इसका “प्रदण्डन” करते (poling) हैं। डंडियाने की प्रक्रिया शोधक पतीली (refining kettle) में करते हैं जो ४१ फुट व्यास की होती है। इस पतीली में द्रवीभूत धातु को हरी लकड़ी के छडे से टारते हैं। जो अशुद्धियाँ होती हैं वे या तो मैल बन कर ऊपर आ जाती है या डंडे के चारों ओर चिरट जाती हैं। इन्हें काँछ कर या छुटा कर अलग कर देते हैं।



(७) अगर परम शुद्ध धातु बनानी हो, तो विद्युत् विच्छेदन द्वारा इसका शोधन किया जा सकता है। ऐनोड (धन द्वार) अशुद्ध वंग धातु का होता है, जिसका शोधन किया जा सकता है। और कैथोड (ऋण द्वार) शुद्ध वंग का होता है। विद्युत् विच्छेद्य द्रव्य वंग सल्फेट मिश्रित हाइड्रोफ्लो-सिलिसिक एसिड का होता है जिसे सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा आम्ल कर लेते हैं।

वंग के गुण—वंग या टिन तीन रूपों में पाया जाता है—(१) धूसर (grey) वंग, जो 15° से नीचे स्थायी है। (२) श्वेत (white) वंग या चतुष्कोणीय वंग जो 18° से 161° के बीच में स्थायी है। (३) राभिक (समचतुर्भुजीय, rhombic) वंग जो 161° से 232° के बीच में स्थायी है।

धूसर और श्वेत वंग का संक्रमण-तापक्रम (transition) 15° है—



इस प्रतिक्रिया के आधार पर जाड़े की ऋतु में, विशेषतया विलायत के जाड़े में श्वेत वंग सब का सब धूसर वंग में परिणत हो जाना चाहिये।

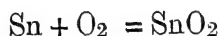
पर ऐसा नहीं होता। केवल उन्हीं देशों में (जैसे रूस) ऐसा होता है जहाँ बहुत कड़ाके का जाड़ा पड़ता है। इस अपवादता का नाम अतिशीतली-भवन (supercooling) है जैसा कि रवे बनने में या द्रव-ठोस अवस्थाओं के परिवर्तन में बहुधा देखा जाता है (पानी- 4°) तक भी ठंडा हो जावे पर बरफ न बने, ऐसी अवस्था)। पर 12° के नीचे स्थित ठंडे श्वेत वंग में थोड़ा सा धूसर वंग का “बीज बो दिया” (वपन) जाय तो श्वेत वंग धूसर जाति में परिणत हो जाता है (यह अति शीतलीभूत द्रव में रवा बो देने के समान है)।

श्वेत वंग चाँदी के समान सफेद होता है। यह काफी कठोर है और अन्तःरचना में मणिम है। यदि वंग के छड़ को झुकाया जाय तो इसमें से अजब चीख की ध्वनि निकलती है जिसे “वंग-रोदन” (cry of tin) कहते हैं। यह रवों के परस्पर संघर्ष से पैदा होती है।

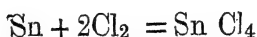
वंग 232° पर पिघलता है। इतने कम तापक्रम पर अन्य परिचित धातुयें नहीं पिघलतीं। इसलिये वंग धातु के योग से जल्दी गलने वाली मिश्र धातुयें बनायी जाती हैं। वंग धातु बड़ी घनवर्धनीय है और 1000° के निकट तन्य है। इसके पत्र चाँदी के वर्क के समान होते हैं और चीजों के लपेटने में (जैसे सिगरेट के डिब्बों में) काम आते हैं। इसके ट्यूब “ट्यूब पेस्ट”—दाँत साफ करने का मलहम—के रखने में या अन्य मलहम सी दवाइयों के रखने में काम आते हैं।

वंग धातु साधारण तापक्रम पर उपचित नहीं होती, इसीलिए लोहे पर इसका अस्तर किया जाता है। मकानों की छतों पर जिस टिन का व्यवहार होता है वह वस्तुतः लोहे की चादर है, जिस पर वंग या टिन का पानी फिरा हुआ है।

पिघले हुये वंग की सतह पर वंग ऑक्साइड का थोड़ा सा मैल जमा हो जाता है—



वंग को क्लोरीन गैस शीघ्र खा जाती है, और द्रव स्टैनिक क्लोराइड बनता है—

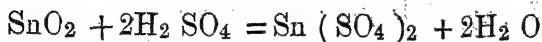


यह गन्धक के योग से स्टैनिक सल्फाइड, SnS_2 , देता है। वंग पर पानी या भाँप का असर नहीं होता, पर खनिजाम्लों का शीघ्र प्रभाव पड़ता है। स्टैनस लवण बनते हैं।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५६१



सान्द्र सलप्रथुरिक एसिड के साथ गरम करने पर यह स्टैनिक ऑक्साइड देता है। यह ऑक्साइड बाद को एसिड के योग से स्टैनिक सलफेट देता है—

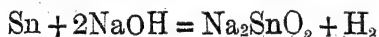


वंग और नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया दुरुह है। हलके नाइट्रिक एसिड के साथ स्टैनस नाइट्रेट बनता है। पर तीव्र और सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से बीटा-स्टैनिक एसिड, $\text{H}_2\text{Sn}_5\text{O}_{11} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ या $(\text{SnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O})_5$ बनता है। प्रतिक्रिया में जो गैस निकलती हैं, उनमें नाइट्रस ऑक्साइड मुख्य है। थोड़ा सा अमोनिया और नाइट्रोजन भी निकलते हैं। हलके नाइट्रिक एसिड से कुछ नाइट्रिक ऑक्साइड, NO , भी बनता है। मुख्य प्रतिक्रिया इस प्रकार की मानी जा सकती है—



हलके कार्बनिक अम्लों का वंग पर बहुधा प्रभाव नहीं पड़ता। इसीलिए मुरब्बों, या अचारों को, घी या तेल को टीन के बर्तनों में रखा जाता है।

क्षारों का वंग पर शीघ्र प्रभाव पड़ता है। यदि कार्बोनेट सोडा के साथ इसे गरम किया जाय तो सोडियम स्टैनाइट बनता है—



मिश्रधातु—वंग की मिश्रधातुयें प्रसिद्ध हैं, जैसे काँसा (जिसमें ६ भाग ताँबा और १ भाग वंग होता है), सोल्डर (१ भाग सीसा, २ भाग वंग), प्यूटर (४ भाग वंग और १ भाग सीसा); ब्रिटैनिया धातु (वंग, ताँबा और एंटीमनी) इत्यादि। वंग ताँबे के साथ Cu_2Sn और Cu_4Sn रूप के निश्चित यौगिक भी बनाता है। पिघले हुये वंग में फॉस्फोरस मिलाने से फॉस्फर-टिन नामक श्वेत धातु सी आभायुक्त मणिभीय पदार्थ मिलता है। इसका द्रवणांक ३७०° है। एक यौगिक SnP भी ज्ञात है। गले हुये ताँबे में फॉस्फर-टिन मिलाने पर फॉस्फर-ब्राँज (काँसा) बनता है।

परमाणुभार—डब्लोन और पेडी के निष्पन्न के आधार पर और वाष्पशील यौगिकों के आणुभार के आधार पर वंग का परमाणुभार १२० के.

निकट ठहरता है। इसका रासायनिक तुल्यार्क स्टैनस यौगिकों में ५६ और स्टैनिक यौगिकों में ३० है, अतः इसकी संयोज्यता २ और ४ है।

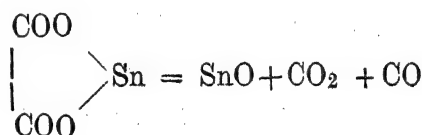
स्टैनिक क्लोराइड, SnCl_4 , को वंग धातु में विद्युत् विच्छेदन द्वारा परिणत करके शुद्ध परमाणुभार ११८.७० निकाला गया है। वंग के ११ से अधिक समस्थानिक ज्ञात हैं जिनके परमाणुभार ११२ से १२४ के बीच में हैं।

स्टैनिक हाइड्राइड, SnH_4 —यह बड़ा अस्थायी है। यह वंग और मैग्नीशियम की मिश्रधातु पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड के प्रभाव से बनता है।

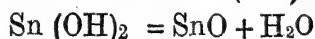
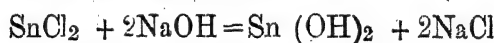


स्टैनस सल्फेट के विद्युत् विच्छेदन से भी यह बनता है, द्रव वायु द्वारा द्रवीभूत करके आंशिक विधियों द्वारा यह पृथक् किया गया है। साधारण हवा के तापक्रम पर यह विभाजित होकर वंग धातु और हाइड्रोजन देता है।

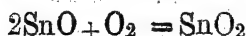
स्टैनस ऑक्साइड, SnO —यह स्टैनस ऑक्जलेट को गरम करके बनाया जाता है—



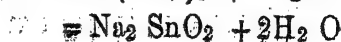
स्टैनस क्लोराइड के विलयन में थोड़ा सा क्षार डालने पर स्टैनस हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आता है। इसे वायु की अनुपस्थिति में सावधानी से गरम किया जाय तो स्टैनस ऑक्साइड मिलेगा—



इसका रंग भूरा, धूसर या काला होता है। यह हवा में चमक के साथ जलता है, और जलने पर स्टैनिक ऑक्साइड बनता है—

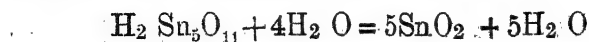


यह ऑक्साइड क्षारों के विलयनों में घुल जाता है और घुल कर स्टैनाइट देता है—



चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५६३

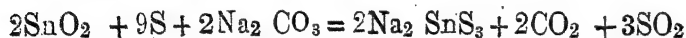
स्टैनिक ऑक्साइड, SnO_2 —यह प्रकृति में कैसिटेराइट अयस्क के रूप में पाया जाता है। नाइट्रिक एसिड और वंग के योग से जो मेटास्टैनिक एसिड मिलता है उसे गरम करने पर यह मिलता है—



यह श्वेत चूर्ण है जो एसिडों में नहीं घुलता, केवल गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में घुलता है। क्षारों के साथ गलाने पर स्टैनेट देता है—



यदि गन्धक और सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाया जाय तो थायो-स्टैनेट, Na_2SnS_3 , देता है—

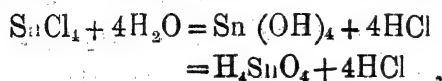


यह पॉलिश करने के काम आता है। इससे बर्तनों पर सफेद लुक (g'aze) भी फेरते हैं।

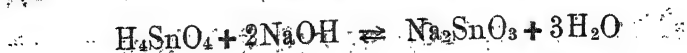
स्टैनिक एसिड—कई प्रकार के स्टैनिक एसिड ज्ञात हैं, जिनकी रचना अनिश्चित है। सन् १८१७ में बर्ज़ीलियस ने दो समावयवी स्टैनिक एसिडों का पता लगाया था। इन एसिडों को स्टैनिक ऑक्साइड, SnO_2 , का हाइड्रेट मानना चाहिये। इनकी रचना $\text{SnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ से लेकर $\text{SnO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (या H_4SnO_4) अथवा इनके ही बहुलावयवी, $(\text{SnO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O})_x$, होती है।

स्टैनिक एसिड बहुधा दो रूपों के माने जाते हैं, ऐलफा (ऐ०) और बीटा (बी०)। ऐलफा स्टैनिक एसिड और बीटा स्टैनिक एसिड में अन्तर अम्लाधिकों के साथ प्रतिक्रियाशीलता का है। पर हो सकता है कि यह अन्तर केवल कणों की आकार या आकृत का ही हो।

ऐ०-स्टैनिक एसिड—स्टैनिक क्लोराइड का पानी में हलका विलयन उदविच्छेदित हो जाता है, और जो श्लैष स्टैनिक एसिड बनता है—

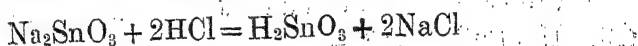


वह कार्बिक सोडा के विलयन में विलेय है। सोडियम स्टैनेट जो बनना है वह भी काफी उदविच्छेदित होता है, इसलिये इसका विलयन क्षारीय प्रतिक्रिया देता है—

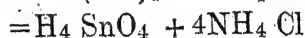
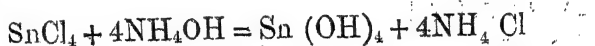


इस स्टैनेट विलयन को उड़ा कर सोडियम स्टैनेट के मणिम, $\text{Na}_2\text{SnO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, मिलते हैं।

यदि इस सोडियम स्टैनेट के विलयन में अम्ल मिलाये जायें तो श्लेष (लुआबदार) स्टैनिक एसिड का अवक्षेप आता है जो यदि 100° पर सुखावें तो H_2SnO_3 रचना देता है। यह हलके अम्लों और क्षारों में विलेय है। इसका हाइड्रोक्लेरिक एसिड में विलयन वही है, अर्थात् H_4SnO_4 , जो स्टैनिक क्लोराइड के विलयन में था—

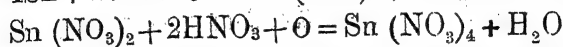
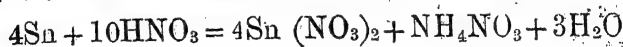


ऐ०-स्टैनिक एसिड अमोनिया और स्टैनिक क्लोराइड के योग से भी बनता है—



यह ध्यान रखना चाहिए कि ऐ०-स्टैनिक एसिड वह है, जो स्टैनेट और एसिड के योग से, अथवा स्टैनिक क्लोराइड के उदविच्छेदन से अथवा स्टैनिक क्लोराइड के योग से बना हो, और इसकी रचना चाहे H_4SnO_4 हो, चाहे H_2SnO_3 , और जो हलके अम्लों और क्षारों में विलेय हों।

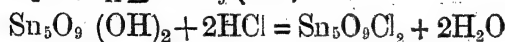
बी०-स्टैनिक एसिड—यह वंग पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से बनता है। संभव है कि प्रतिक्रिया में पहले स्टैनस नाइट्रेट, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, बनता हो जो बाद को उपचित होकर स्टैनिक नाइट्रेट, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_4$, बन जाता हो। इसके फिर उदविच्छेदन से बी०-स्टैनिक एसिड बन जाता है—



इस प्रकार संभक्त: बी०-स्टैनिक एसिड $\text{H}_2\text{Sn}_5\text{O}_{11} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ या $[\text{SnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}]_5$ हों, पर यह कल्पना पुरानी है। केवल हाइड्रेट सिद्धान्त के आधार पर ही ऐ० और बी० एसिडों का अन्तर नहीं समझा जा सकता। बी० एसिड हलके अम्लों में नहीं घुलता। यह ऐलफा और बीटा में अन्तर है। बी०

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५६५

ऐसिड सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ हल्का गरम करने पर श्लिष अर्थात् लुआवदार ठोस हाइड्रोक्लोराइड— $\text{Sn}_5\text{O}_9 \cdot \text{Cl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, देता है। यदि इसमें से हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड पसा दिया जाय, और फिर पानी छोड़ा जाय तो यह हाइड्रोक्लोराइड घुल जाता है। इस विलयन को यदि उबाला जाय या इसमें सल्फ्यूरिक ऐसिड छोड़ा जाय तो बी०-ऐसिड फिर अवक्षिप्त हो जाता है।



बी० ऐसिड के विलयन में यदि क्षारों के ठंडे विलयन छोड़े जाय तो मेटास्टैनेट $\text{Na}_2\text{Sn}_5\text{O}_{11} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ के समान बनते हैं। यह सोडियम मेटा-स्टैनेट अविलेय मणिभीय चूर्ण है।

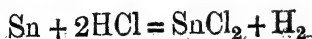
यदि बी० ऐसिड को क्षार के साथ गलाया जाय तो ऐ० स्टैनेट बनता है जो ऐसिडों के योग से ऐ० ऐसिड का अवक्षेप देगा।

पैरास्टैनिक ऐसिड—यदि बी० स्टैनिक ऐसिड को पानी के साथ 100° पर उबाला जाय तो यह धीरे धीरे पैरास्टैनिक ऐसिड बन जाता है जो $\text{H}_2\text{Sn}_5\text{O}_{11} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ है (न कि बी० ऐसिड के समान $4\text{H}_2\text{O}$ वाला)।

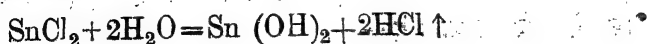
पर-स्टैनिक ऐसिड—स्टैनिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Sn}(\text{HO})_4$, को हाइड्रोजन परॉक्साइड के साथ 70° पर पीसने से यह मिलता है। सुखाने पर यह $\text{H}_2\text{SnO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ रचना देता है। 100° पर सुखाने से $\text{H}_2\text{Sn}_2\text{O}_7 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ मिलता है। स्टैनेट और हाइड्रोजन परॉक्साइड के योग से इसी प्रकार परस्टैनेट, $\text{KSnO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ बनते हैं।

स्टैनस लवण

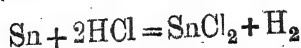
स्टैनस क्लोराइड, $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —यह बंग और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से सरलतापूर्वक बनता है—



विलयन को उड़ा देने पर पारदर्शक एकान्ताब्ध मणिभ मिलते हैं, जो $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ के हैं। ये मणिभ 80° पर पिघलते हैं। और गरम करने पर ऐसिड दे डालते हैं—

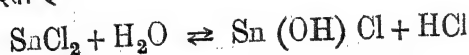


यदि तप्त वंग धातु पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड की वाष्पें प्रवाहित की जायें तो निर्जल स्टैनस क्लोराइड बनता है—

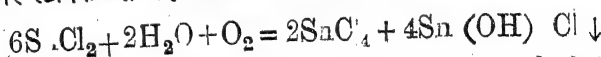


यह एलकोहल और ईथर में विलेय है और 280° पर पिघलता है और 606° के निकट उबलता है। इसकी वाष्प का अणु गुणित (associated) है— $2\text{SnCl}_2 \rightleftharpoons \text{Sn}_2\text{Cl}_4$.

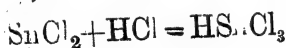
पानी के विलयन में स्टैनस क्लोराइड उद्विच्छेदित होकर भास्मिक क्लोराइड देता है—



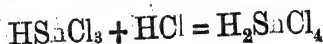
इसलिये इसका विलयन हाइड्रोक्लोरिक एसिड में बनाया जाना है। इसके विलयनों में थोड़ा वंग धातु और भी पड़ा रहना चाहिये, नहीं तो यह कुछ उपचित भी हो जाता है। स्टैनस ऑक्सिक्लोराइड का अवक्षेप आता है और स्टैनिक क्लोराइड विलयन में रहता है—



स्टैनस क्लोराइड सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से हाइड्रोक्लोरो-स्टैनस एसिड, $\text{HSnCl}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, देता है जो माणिभीय पदार्थ है—



इसके विलयन में H_2SnCl_4 होता है—



इस एसिड के स्थायी मणिभीय लवण जैसे $(\text{NH}_4)_2\text{SnCl}_4$ भी बनते हैं।

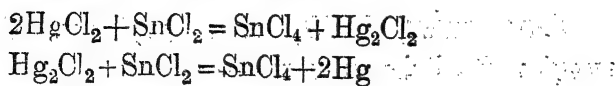
यदि स्टैनस क्लोराइड के विलयन में जस्ते का एक ठुकड़ा लटका दिया जाय तो वंग धातु का मणिभीय पौधा सा बन जाता है जिसे बग वृक्ष कहते हैं।

स्टैनस क्लोराइड के विलयन में जस्ता-रज (zinc dust) छितराने से वंग के बड़े बड़े मणिभ मिलते हैं।

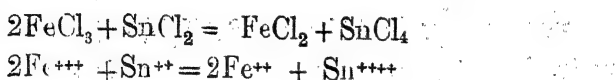
स्टैनस क्लोराइड प्रबल अपचयक रस है, जिसका प्रयोगशाला में और औद्योगिक व्यवसाय में बहुत उपयोग होता है। कुछ अपचयन प्रतिक्रियायें नीचे दी जाती हैं—

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२) — सिलिकन, वंग और सीसा ५६७

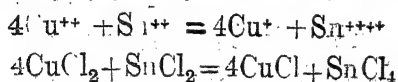
(१) मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में स्टैनस क्लोराइड का विलयन डालने पर पहले केलोमल ($Hg_2 Cl_2$) का श्वेत अवक्षेप मिलता है, जो पारे के कारण आगे काला पड़ जाता है—



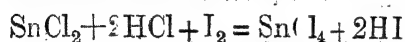
(२) फेरिक क्लोराइड का विलयन फेरस बन जाता है —



(३) क्यूप्रक लवण अपचित होकर क्यूप्रस बन जाते हैं—

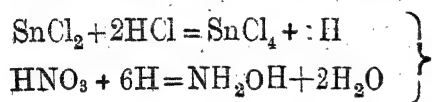


(४) आयोडीन से यह उपचित होता है—

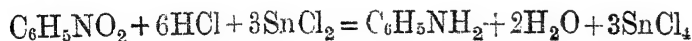


इस प्रकार यह अनुमापित किय जा सकता है ।

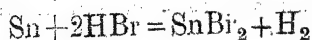
(५) नाइट्रिक एसिड अपचित होकर हाइड्रोक्सिलेमिन बन जाता है—



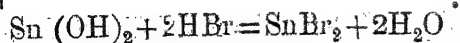
(६) नाइट्रोबैजिन से ऐनिलिन बनता है, एवं और भी कुछ यौगिक बनते हैं—



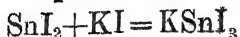
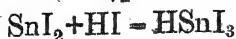
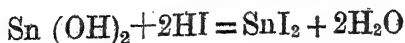
स्टैनस ब्रोमाइड, $Sn Br_2$ —यह स्टैनस क्लोराइड के समान ही वंग (अधिक) और ब्रोमीन (कम) के योग से या वंग और हाइड्रोब्रोमिक एसिड से बनता है । यह पीला पदार्थ है ।



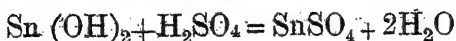
अथवा



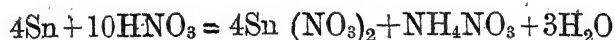
स्टैनस आयोडाइड, SnI_2 —यह भी लाल मणिभीय पदार्थ है, पानी में कम घुलता है, पर हाइड्रोआयोडिक एसिड या आयोडाइडों में घुल जाता है—



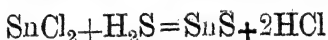
स्टैनस सलफेट, SnSO_4 —स्टैनस हाइड्रोक्साइड को हलके सल्फ्यूरिक एसिड में घोल कर बनता है—



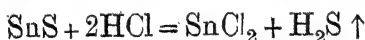
स्टैनस नाइट्रेट, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —वंग धातु को हलके नाइट्रिक एसिड (१ भाग एसिड, २ भाग पानी) में घोलने से बनता है—



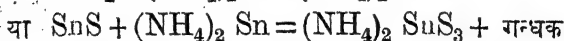
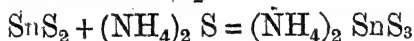
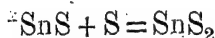
स्टैनस सलफाइड, SnS —यदि स्टैनस क्लोराइड के आम्ल विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड गैस प्रवाहित करें तो भूरा अवक्षेप मिलता है ।



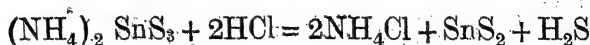
वंग और गन्धक को साथ गलाने पर भी धूसर रंग का स्टैनस सलफाइड मिलता है । यह अवक्षेप गरम सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाता है—



पर यह साधारण अमोनियम सलफाइड या किसी और क्षार सलफाइड में नहीं घुलता । पर पीले अमोनियम सलफाइड में जिसमें कुछ अधिक गन्धक होता है, यह घुल जाता है । पहले स्टैनस सलफाइड बनता है, और फिर अमोनियम सलफाइड के योग से अमोनियम थायोस्टेनैट बनता है जो विलेय है—



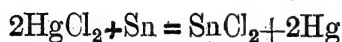
इस विलयन में यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड डाला जाय तो स्टेनिक सलफाइड का अवक्षेप आयागा—



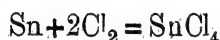
वंग, गन्धक और सोडियम सलफाइड, तीनों को साथ उबालने पर सोडियम थायोस्टेनैट, $\text{Na}_2\text{SnS}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, बनता है ।

स्टैनिक लवण

स्टैनिक क्लोराइड, SnCl_4 —सन् १६०५ में इसे पहली बार डच रसायनज्ञ लिबेवियस (Libavius) ने बनाया था और इसे “लिबेवियस का धूमवान द्रव” कहते थे। यह भभके में मरक्यूरिक क्लोराइड और वंग धातु को खवित करके बनाया गया था—



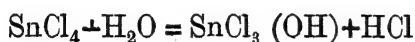
यह वंग धातु पर क्लोरीन के प्रभाव से बनाया जाता है। वंग को भभके में रख कर गरम करते हैं, और फिर इस पर क्लोरीन प्रवाहित करते हैं—



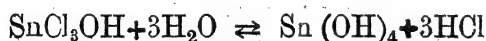
यह द्रव पदार्थ है जो वाष्प भी है। भभके की वाष्पों को ठंडा करके द्रवीभूत किया जाता है। इस नीरंग द्रव में तीक्ष्ण कटु गन्ध होती है। नम वायु में इसकी वाष्पें घना धूम देती हैं। इसका क्वथनांक 118° है।

यह जल के योग से अनेक हाइड्रेट देता है जैसे $\text{SnCl}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ और $\text{SnCl}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$.

जल से इसका उदविच्छेदन भी होता है, और तब ऑक्सीक्लोराइड बनते हैं—

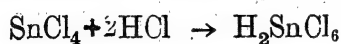


अन्त में स्टैनिक ऐसिड बनता है—

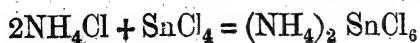


इस प्रकार यह ऐल्यूमीनियम, आर्सेनिक, एंटीमनी के सह-संयोज्य क्लोराइडों से अधिक मिलता जुलता है।

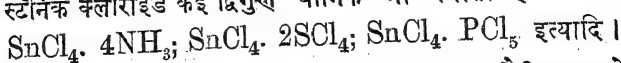
$\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ को 27° पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के संपर्क में लाया जाय और 0° पर मणिभ जमाये जाय तो हाइड्रोक्लोरो-स्टैनिक ऐसिड $\text{H}_2\text{SnCl}_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ मिलेगा जिसका द्रवणांक 20° है—



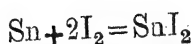
इसी प्रकार अमोनियम क्लोराइड और स्टैनिक क्लोराइड के योग से इस ऐसिड का लवण, अमोनियम क्लोरोस्टेनेट, $(\text{NH}_4)_2\text{SnCl}_6$ मिलेगा—



स्टैनिक क्लोराइड कई द्विगुण यौगिक भी बनाता है जैसे—



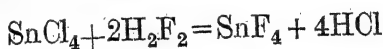
स्टैनिक हैलाइड—वंग और आयोडीन के योग से स्टैनिक आयोडाइड बनता है—



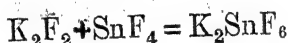
जिसका द्रवणांक 183.5° और कथनांक 180° है। यह लाल, स्थायी और अष्टफलकीय मणिभों का है।

स्टैनिक ब्रोमाइड, SnBr_4 , भी वंग और ब्रोमीन के योग से बनता है। इसका द्रवणांक 10° , कथनांक 201° और घनत्व 3.35 है। यह सफेद धूमवान मणिभीय पदार्थ है।

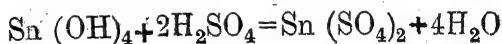
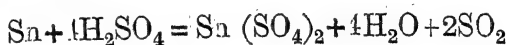
स्टैनिक फ्लोराइड, SnF_4 , स्टैनिक क्लोराइड और निर्जल हाइड्रो-फ्लोरिक एसिड के योग से बनता है—



यह बिना पिघले ही उड़ने लगता है, वैसे इसका कथनांक 70.5° है। इसके सफेद जलग्राही मणिभ होते हैं। पोटैशियम क्लोराइड के साथ यह संकीर्ण यौगिक बनाता है—

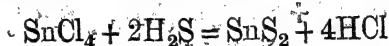


स्टैनिक सल्फेट, $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$ —यह वंग और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड को गरम करके अथवा स्टैनिक हाइड्रोक्साइड को सल्फ्यूरिक एसिड में घोल कर बनाया जाता है—



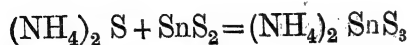
यह पानी के साथ उद्विग्न होकर भास्मिक लवण देता है।

स्टैनिक सल्फाइड, SnS_2 —यह स्टेनस सल्फाइड और गन्धक के योग से अथवा अमोनियम थायोस्टैनेट और एसिड के योग से बनता है जैसा कि पहले कहा जा चुका है। स्टैनिक लवणों के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करके भी इसका गन्दा पीला अवक्षेप लाया जाता है—

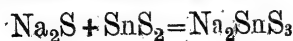


चतुर्थ समूह के तत्त्व (२) — सिलिकन, वंग और सीसा ५७१

यह मामूली अमोनियम सल्फाइड में भी विलेय है और थायोस्टेनेट बनता है—

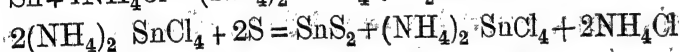
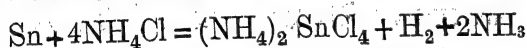


इसी प्रकार सोडियम सल्फाइड के साथ—

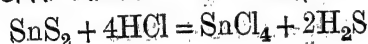


स्टैनिक सल्फाइड का पीला अवक्षेप सूखने पर काला पड़ जाता है। काला पदार्थ संभवतः स्टैनिक ऑक्साइड और स्टैनिक सल्फाइड का मिश्रण है।

मणिभीय स्टैनिक सल्फाइड सुनहरे रंग का होता है। इसे “मोजेक गोल्ड” (Mosaic gold) कहते हैं। यह वंग चूर्ण, गन्धक और अमोनियम क्लोराइड को साथ साथ गरम करने पर बनता है—



यह मोजेक गोल्ड अम्लों में अविलेय है, पर अम्लराज में घुलता है। साधारण स्टैनिक सल्फाइड तो सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय है—



सीसा, सीस, लेड या प्लम्बम, Pb

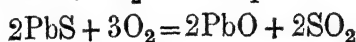
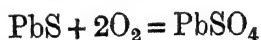
[Lead or Plumbum]

सीसा हमारे देश की एक परिचित धातु है। प्राचीन मिश्र और रोम देश-वासी भी सीसा का व्यवहार करते थे, उन्होंने ६" व्यास तक के मोटे पाइप सीसे के बनाये। भारतवर्ष का लगभग सभी सीसा बर्मा के अयस्क से प्राप्त होता है। उत्तरी शान राज्यों में बौडविन पर सीसा के अयस्क के दो प्रसिद्ध भंडार हैं। एक तो चाइना-मैन (Chinaman) कहलाता है और दूसरा शान-लोड (Shan-load)। चाइनामैन तो ५० फुट चौड़ा और १००० फुट लम्बा लेड सल्फाइड का ठोस भंडार है। इस गेलीना (Pbs) में जस्ते और चाँदी के सल्फाइड भी मिले हुये हैं। यह भंडार संसार के सब भंडारों-से बड़ा है। शान लोड भी इसी की उत्तरी शाख है, और इनमें ताँबा भी है। बर्मा कारपोरेशन ने १९३२ में पौने चार लाख . टन अयस्क में से ७१,००० टन के लगभग सीसा धातु तैयार की। सर्वाई माधोपुर (जयपुर राज्य) और चित्राल में भी सीसे की कुछ खानें हैं।

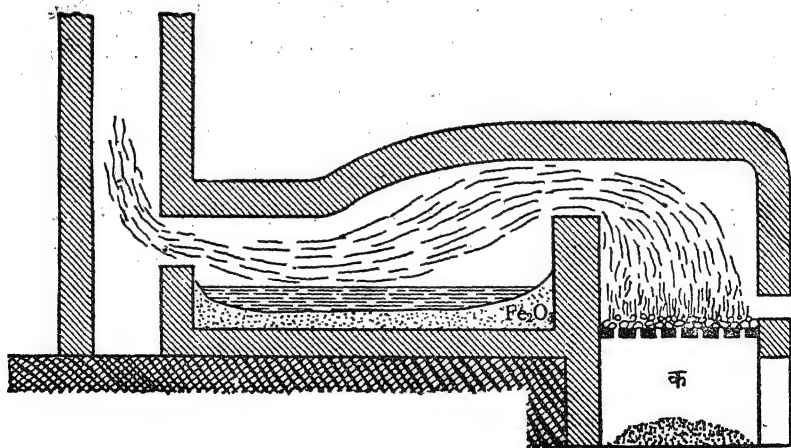
अयस्क—गेलीना (galena), PbS ; एंग्लेसाइट (anglesite), $PbSO_4$; लेनरकाइट (lanarkite), $PbO \cdot PbSO_4$; सेरुसाइट (cerussite), $PbCO$ ।

धातुकर्म—सीसे के अयस्कों से धातु बनाने की प्रतिक्रिया के दो अंग हैं—(१) अयस्क का जारण और (२) जारित अयस्क को अपचित करके सीसा धातु प्राप्त करना । अपचयन कोयले से या लोहे से किया जाता है । अधिकतर खानों में गेलीना या लेड सल्फाइड, PbS , का ही उपयोग करते हैं । नीचे लिखी तीन विधियों में से किसी एक का सुविधानुसार उपयोग किया जाता सकता है ।

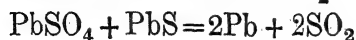
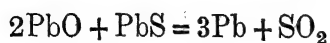
वायु द्वारा उपचयन—पहले तो गेलीना को कूट-पीस कर चाला जाता है, और फिर इसे फेन उत्प्लावन विधि द्वारा सान्द्र करते हैं । फिर इसका ब्लेपक भट्टी में सावधानी से जारण करते हैं । इस प्रतिक्रिया में कुछ गेलीना तो सल्फेट बन जाता है, और कुछ ऑक्साइड—



ऐसा होने पर वायु का प्रवाह अब कम कर देते हैं । कुछ गेलीना इसमें और मिला कर तापक्रम बढ़ाते हैं । ऐसा करने पर लेड ऑक्साइड या लेड सल्फेट और गेलीना में प्रतिक्रिया आरम्भ होती है—



चित्र ८७—ब्लेपक भट्टी

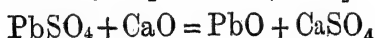
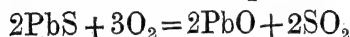
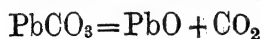


इस प्रकार वायु द्वारा उपचयन करने की विधि में जारण (roasting) और द्रावण (smelting), एक ही चूपक भट्टी में होता है। यह ठीक है कि दोनों प्रतिक्रियायें दो भिन्न तापक्रमों पर की जाती हैं। नीचे के तापक्रम पर जारण और ऊपर के तापक्रम पर द्रावण।

सीसा गलकर भट्टी के पेंदे के पास आ जाता है, वहाँ से इसे निकाल लेते हैं।

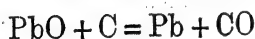
(२) कार्बन द्वारा अपचयन—यह परम सामान्य विधि है, और उन अयस्कों में भी काम आ सकती है, जिनमें सीसा बहुत कम हो। गेलीना ही नहीं, सेरुसाइट या ऐंगलेसाइट अयस्क के लिए भी उचित है।

इस विधि में पहले तो सान्द्र अयस्क का पूर्णरूप से जारण करते हैं। ऐसा करने पर चाहे भी कोई अयस्क हो, लेड ऑक्साइड बन जाता है।

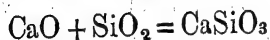


यह प्रतिक्रिया चूपक भट्टी में करते हैं। जारण ठीक प्रकार से हो, इस उद्देश्य से इसमें कभी-कभी बरी का चूना, जिप्सम आदि भी मिला देते हैं। चूने से लाभ यह भी है कि यह लेड सल्फेट नहीं बनने देता क्योंकि लेड ऑक्साइड की अपेक्षा कैल्सियम ऑक्साइड अधिक क्षारीय है।

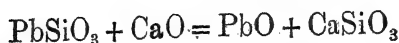
जारित अयस्क में अब एन्थ्रैसाइट या कार्बनयुक्त कोई अन्य द्रव्य मिलाया जाता है। थोड़ा सा बरी का चूना मिलाते हैं। फिर इस मिश्रण को वात-भट्टी (blast furnace) में गलाते हैं। कार्बन के योग से लेड ऑक्साइड सीसे में परिणत हो जाता है—



चूने का लाभ जारित अयस्क में जो सिलिका हो उसके साथ गल्य (slag) बना देने का है—

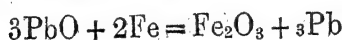


अगर सिलिकेट भी बन गया हो, तो यह भी चूने से कैल्सियम सिलिकेट में परिणत हो जाता है—



कैल्सियम सिलिकेट जल्दी गल जाता है, और इस गले पदार्थ को भट्टी के पेंदे के निकट के द्वार से अलग निकाल देते हैं। जो लेड ऑक्साइड बचता है, वह कार्बन से अपचित होकर सीसा देता है।

(३) लोहे द्वारा अपचयन—इस विधि का उपयोग तब करते हैं जब अयस्क में ताँबा, आर्सेनिक या एंटीमनी की अशुद्धियाँ हों। पहले तो अयस्क का ऊपर कही हुई विधि से क्षेपक भट्टी में पूर्णतया जारण करते हैं। फिर इस प्रकार प्राप्त लेड ऑक्साइड में लोहा (इसका पुराना कूड़ा कबाड़) मिला कर मिश्रण को तपाते हैं। ऐसा करने पर सीसा धातु प्राप्त होती है—



सीसे का शोधन—उपर्युक्त तीनों विधियों द्वारा प्राप्त सीसे में बहुधा निम्न अशुद्धियाँ होती हैं—बिसमथ, वंग, ताँबा, और चाँदी। इनमें पहली तीन तो मार्दव विधि (softening) द्वारा अलग की जाती हैं, और चाँदी 'विरजतीकरण' (desilverisation) विधि द्वारा अलग करते हैं।

मार्दव विधि—अशुद्ध धातु इस क्रिया के अनन्तर मृदु पड़ जाती है, अतः इसे मार्दव विधि कहते हैं। अशुद्ध धातु को छिछली क्षेपक भट्टी में गलाते हैं, और फिर इसमें वायु प्रवाहित करते हैं।

ऐसा करने से बिसमथ, वंग, और ताँबे का उपचयन होकर ऑक्साइड बन जाता है। यह मैल के रूप में ऊपर आ जाता है। इसे काँछ कर निकाल देते हैं।

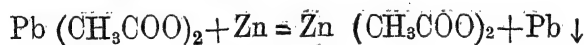
विरजतीकरण विधि—सीसे में अब जो चाँदी रह गयी उसे पैटिन्सन (Pattinson) या पार्क (Parke) की विधि से अलग करते हैं। इनका विस्तृत उल्लेख चाँदी वाले अध्याय में किया गया है। पैटिन्सन की विधि का सिद्धान्त यह है कि यदि चाँदी २.२५% से कम हो तो चाँदी और सीसे की मिश्र धातु का द्रवणांक शुद्ध सीसे के द्रवणांक से नीचा होता है। अतः गली हुई मिश्र धातु को यदि ठंडा किया जाय, तो जो मणिम पहले प्रकट होगे उनमें बाद वाले मणिम की अपेक्षा कम चाँदी होगी।

पार्क की विधि का आधार यह है कि जस्ता सीसे के साथ उतना मिश्र धातु नहीं बनाता जितना कि चाँदी के साथ, अतः यदि चाँदी और सीसे के गले हुये मिश्रण में जस्ता मिलाया जाय, तो अधिक चाँदी जस्ते में आ जायगी; और सीसे में कम रह जायगी।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५७५

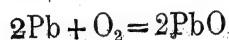
विद्युत् विच्छेदन द्वारा शोधन—ऊपर की विधियों से शोधित जो सीसा मिलता है, उसका यदि और शोधन करना हो लेड फ्लो-सिलिकेट, $PbSiF_6$, का विद्युत् विच्छेदन करना चाहिये। अशुद्ध सीसे का ऐनोड (धन द्वार) लेते हैं, और कैथोड शुद्ध सीसे का होता है। कैथोड पर शुद्ध सीसा इकट्ठा होता है, और अशुद्ध सीसा फ्लोसिलिकेट बनता जाता है। फ्लोसिलिकेट के विलयन में थोड़ा सा जिलेटिन छोड़ देने से सीसे के जमने में सहायता मिलती है।

सीसे के गुण—सीसा नील धूसर वर्ण की धातु है। ताजे कटे भाग पर तो धातु की चमक रहती है, पर थोड़ी देर हवा में रख देने पर इसके पृष्ठ पर ऑक्साइड का पतला स्तर भी जमा हो जाता है। एक बार स्तर जमा हो गया, तो फिर नीचे के शेष सीसे पर हवा का प्रभाव नहीं पड़ता। अंगुलियाँ इस पर रगड़ कर सूँधी जायँ, तो इसमें विचित्र गन्ध मालूम पड़ती है। कागज पर यह काली रेखा भी खींचता है। अवक्षेपण विधि से सीसा मणिभीय बनाया जा सकता है। यदि लेड ऐसीटेट के विलयन में जस्ते का छड़ लटकाया जाय तो 'सीस-वृक्ष' बन जाता है जो मणिभीय सीसा है। इसकी प्रतिक्रिया इस प्रकार है—

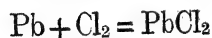


सीसा बड़ी नरम धातु है। नाखूनों से खुरची जा सकती है। यदि इसमें एंटीमनी मिला दिया जाय तो कठोर पड़ जाती है।

यों तो सीसे पर ऑक्साइड की हल्की तह हवा में रख छोड़ने पर जम जाती है, पर फिर भी सीसे का पूरा ढोका ऑक्साइड नहीं बन जाता। परन्तु यदि सीसा पिघलाया जाय, तो यह उपचित होने लगता है। धीरे धीरे लिथार्ज, PbO , (एकौक्साइड) बनता है—



तप्त सीसे पर क्लोरिन के योग से लेड क्लोराइड बनता है—

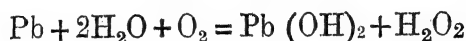


और इसी प्रकार तप्त सीसा गन्धक से संयुक्त होकर लेड सल्फाइड, PbS , देता है।

यदि पानी में हवा घुली हो, तो इस पानी का भी सीसे पर असर होता है। थोड़ा सा लेड या प्लम्बिक हाइड्रॉक्साइड बनता है और यदि पानी में

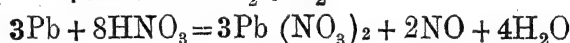
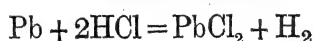
कार्बन ट्राइऑक्साइड भी हो तो लेड कार्बोनेट भी बनेगा । इसी लिये नल के पानी में थोड़ा सा खतरा रहता है यदि नल सीसे के बने हों, क्योंकि सीसे के लक्षण धीरे-धीरे विष का काम करते हैं जिसे 'सीस-विष' या लेड पॉयज़निंग कहा जाता है ।

सीसा और ऑक्सीजन युक्त पानी में निम्न प्रतिक्रिया होती है—



इसमें हाइड्रोजन परीक्साइड बनता है ।

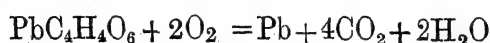
सीसे के ऊपर गरम सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड, गरम हलके नाइट्रिक एसिड और गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड का ही प्रभाव पड़ता है, अन्य अम्लों का नहीं । इसीलिये अम्लामेघ हौज़ सीसे के ही बनाये जाते हैं । तीनों एसिडों की प्रतिक्रिया इस प्रकार है—



सान्द्र नाइट्रिक एसिड का प्रभाव सीसे पर बहुत कम पड़ता है, क्योंकि लेड नाइट्रेट की (जो कम ही विलेय है) पपड़ी सीसे पर जमा हो जाती है, और आगे के प्रभाव से बचाये रखती है ।

पायरोफोरिक या फुलभड़ीदार सीसा—लेड ऐसीटेट और रॉशील लवण, $\text{KNaC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, के योग से उत्पन्न लेड टारट्रेट, $\text{PbC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, का शुष्क अवस्था में एक पतली नली में जो एक सिरे पर बन्द और दूसरे पर खिंची हो, लो और तब तक गरम करो जब तक सब धुआँ निकल न जाय । अब खिंचा हुआ सिरा भी बन्द कर दो । नली जब ठंडी पड़ जाय तो रेती से खिंचे सिरे का मुँह काट दो । हिला हिला कर सीसे का महीन चूर्ण नली से बाहर निकालो । जैसे ही यह हवा के संपर्क में आवेगा, यह दीप्त हो उठेगा और लेड ऑक्साइड का पीला धुआँ भी बनेगा ।

लेड टारट्रेट को गरम करने पर यह फुलभड़ीदार सीसा निम्न प्रतिक्रिया से बना—



यह सीसा इतना महीन होता है कि हवा में अपने आप जल उठता है ।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५७७

सीसे का उपयोग छापेखाने के टाइपों में, छतों की चादरों में, और गोलियों के बनाने में विशेष होता है।

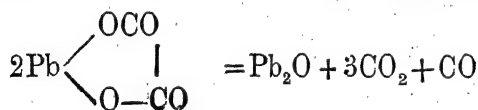
सीसे का परमाणुभार—भिन्न भिन्न स्थानों से प्राप्त सीसे का परमाणु-भार भिन्न भिन्न पाया गया है। रेडियोएक्टिव तत्त्वों के विच्छेदन की जो तीन श्रेणियाँ हैं उनका भी अन्तिम स्थायी पदार्थ सीसा है। यूरेनियम से प्राप्त सीसे का आनुमानिक परमाणुभार २०६ होना चाहिये और थोरियम वाले का २०८.४। यह बात है भी ऐसी ही क्योंकि यूरेनियम खनिजों से प्राप्त सीसे का परमाणुभार २०६.—२०६.१ मिलता है, थोरियम खनिजों से प्राप्त सीसे का २०७.६ से २०८.४ तक है और अन्य साधारण खनिजों से प्राप्त सीसे का २०७.२ है। सीसे का रासायनिक तुल्यांक १०३.५ है। ड्यूलोन और पेटी के नियम के आधार पर परमाणुभार इसके निकट ठहरता है। लेड चतुः एथिल, $Pb(C_2H_5)_4$, के समान वाष्पशील कार्बनिक यौगिकों के वाष्प-घनत्व के आधार पर परमाणुभार इसी के लगभग है।

साधारण स्रोतों से प्राप्त सीसे का परमाणुभार २०७.२२ माना जाता है और यह मान विश्वसनीय है।

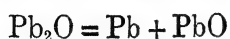
सीसे के तीन समस्थानिक प्रसिद्ध हैं—२०६, २०७ और २०८।

सीस हाइड्राइड (लेड हाइड्राइड)—इसकी स्थिति संदिग्ध है। संभवतः यह वाष्पशील यौगिक वंग हाइड्राइड, SuH_4 , से मिलता जुलता हो।

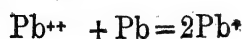
सीस उपोक्साइड (लेड सबोक्साइड), Pb_2O —यह सीस ऑक्जलेट को वायु के अभाव में ३००° के नीचे गरम करने पर बनता है—



यह काला चूर्ण है और गरम करने पर, अथवा अम्ल या क्षारों के योग से सीस या सीसे के ऑक्साइड में परिणत हो जाता है।



सीसा थोड़ा सा लेड ऐसीटेट के विलयन में भी घुलता है और घुलने पर उपलवण देता है—



सीस एकौक्साइड मुर्दासंख, लिथार्ज या मेस्सिकोट, (massicot), PbO —वैसे तो लिथार्ज और मेस्सिकोट एक है पर लिथार्ज इतने ऊँचे तापक्रम पर बनाया जाता है कि यह गल जाय, और मेस्सिकोट साधारण तापक्रम पर।

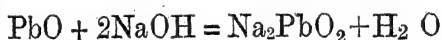
सीसे को हवा में गरम करने पर जो धूसर मैल बनता है वह एकौक्साइड और सीसे का मिश्रण है। यदि लोहे के बर्तन में इसे गरम करें तो पीला ऑक्साइड, PbO , बनता है। गरम करने पर यह पीला चूर्ण काला पड़ जाता है और तब इसे मेस्सिकोट कहते हैं। अब यदि इसे तपा कर गलाये और पीस डालें तो नारंगी रंग का जो चूर्ण मिलता है उसे लिथार्ज कहते हैं। लिथार्ज को ही हमारे देश में मुर्दासंख कहते हैं।

लिथार्ज का उपयोग फिल्ट काँच बनाने में, लेड लवण बनाने में और पेंट-वार्निशों में होता है। इसकी उपस्थिति में अलसी का तेल शीघ्र उपचित होकर ठोस पदार्थ लिनोक्सीन देता है। पानी और जैतून के तेल के उबलने पर यह लेड ओलियेट देता है।

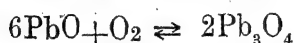
हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर लिथार्ज सीसे में परिणत हो जाता है।



यह क्षारों के योग से प्लम्बाइट (plumbite) यौगिक देता है—



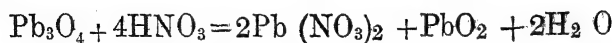
लाल सीसा, रेड लेड, मिनियम (minium) या त्रिप्लम्बिक चतुरौक्साइड, Pb_3O_4 —इसे बनाने के लिये पहले तो सीसे को मेस्सिकोट, PbO , में परिणत करते हैं, और फिर इसे विशेष अंगीठियों में सावधानीपूर्वक नियंत्रित तापक्रम पर 400° के निकट गरम करते हैं। धीरे धीरे कई घंटों में रेड-लेड बन जाता है—



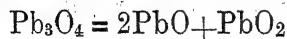
यह चटक लाल मणिभीय चूर्ण है। गरम करने पर इसका रंग काला पड़ने लगता है, पर ठंडे होने पर लाल रंग फिर लौट आता है। 400° के ऊपर गरम करने पर यह विभाजित हो जाता है और सीस एकौक्साइड, PbO , बनता है।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५४९

नाइट्रिक एसिड के योग से रेड-लेड लेड परौक्साइड देता है—



इस प्रकार रेड लेड को PbO और PbO_2 का मिश्रण समझना चाहिये।



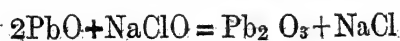
अथवा इसे लेड प्लम्बेट, Pb_3PbO_4 भी समझा जा सकता है (अम्बिक एसिड H_4PbO_4 होता है)।

हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से यह लेड क्लोसाइड और क्लोरीन देता है—



रेड लेड का सबसे अधिक उपयोग लाल पेंटों में है। इनमें यह लाल रंग का भी काम देता है, और तेल को उपचित करने में उत्प्रेरक ('शोषक'-drier) का भी। काँच के व्यवसाय में भी काम आता है।

लेड सेसक्वि-ऑक्साइड, Pb_2O_3 —कास्टिक पोटाश के विलयन में यदि लेड ऑक्साइड, PbO , घोला जाय, और ठंडे विलयन में सोडियम हाइपोक्लोराइट डालें तो लेड सेसक्विऑक्साइड बनता है।



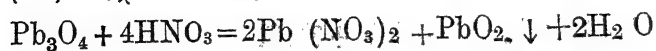
यह रक्त-पीत अमणिम चूर्ण है। यह अम्लों के योग से लेड लवण और लेड परौक्साइड देता है। इसे भी रेड लेड के समान PbO और PbO_2 का मिश्रण समझना चाहिये—



अथवा इसे लेड मेटाप्लम्बेट, Pb.PbO_3 , समझा जा सकता है (मेटाअम्बिक एसिड H_2PbO_3 होता है)।

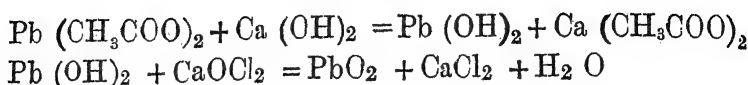
सीसा द्विऑक्साइड या परौक्साइड, PbO_2 —इसके बनाने की निम्न विधियाँ हैं—

(१) नाइट्रिक एसिड और रेड लेड के योग से—



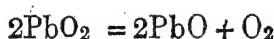
लेड नाइट्रेट पानी में घोल कर अलग किया जा सकता है।

(२) ब्लीचिंग पाउडर—“विरंजक चूर्ण”—के समान क्षारीय अपचा-
यक रस और सीसे के लवण के योग से—जैसे लेड ऐसीटेट से—

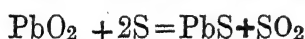


लेड ऐसीटेट को पानी में धोलते हैं, और इसमें विरंजक चूर्ण का आधिक्य डालते हैं। फिर जल ऊष्मक पर गरम करते हैं। भारी भूरा अवक्षेप नीचे बैठ जाता है। ऊपर का विलयन पसा कर अलग कर देते हैं। अवक्षेप को फिर गरम हलके नाइट्रिक एसिड से अच्छी तरह खलभलाते हैं। ऐसा करने से विरंजक चूर्ण दूर हो जाता है। अवक्षेप को छान कर और धो कर सुखा लेते हैं।

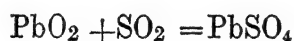
लेड द्विऑक्साइड गहरा श्याम-रक्त रंग का चूर्ण है। इसमें बहुधा निम्न जाति के ऑक्साइड भी मिले रहते हैं। गरम करने पर यह शीघ्र ऑक्सीजन देता है—



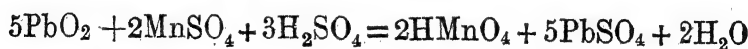
यह प्रबल उपचायक पदार्थ है। इसके साथ गन्धक मिला कर घोटा जाय तो यह तीव्र लपक से जलने लगेगा और लेड सल्फाइड बनेगा—



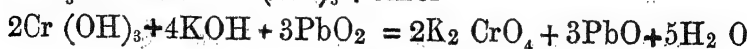
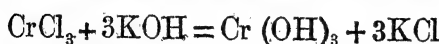
लेड द्विऑक्साइड और गन्धक द्विऑक्साइड का योग होने पर लेड ऑक्साइड गरम होकर लाल हो जाता है। प्रतिक्रिया में लेड सल्फेट बनता है—



यदि मैंगनस लवण (जैसे MnSO_4) को सान्द्र नाइट्रिक एसिड, लेड द्विऑक्साइड, और थोड़े से हलके सल्फ्यूरिक एसिड के साथ उबाला जाय तो परमैंगेनिक एसिड का लाल विलयन मिलेगा,।

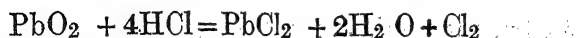


इसी प्रकार क्रोमियम लवण कास्टिक पोटाश की विद्यमानता में लेड द्विऑक्साइड के योग से पोटैसियम क्रोमेट देता है—

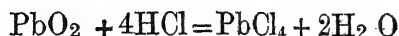


लेड द्विऑक्साइड हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ उबालने पर क्लोरीन गैस देता है—

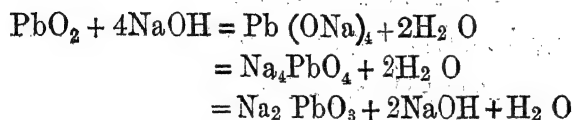
चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५८१



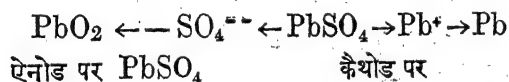
पर ठंडे हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल कर संभवतः लेड चतुःक्लोराइड देता है—



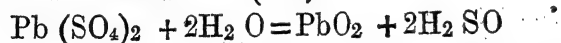
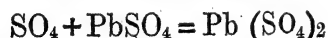
द्वारों के योग से लेड द्विऑक्साइड लम्बे देता है जो स्टैनेटों के समान होते हैं।



एक्युमुलेटर या संचायक सेल (Accumulators)—विजली के एक्युमुलेटर या संचायक सेलों में लेड द्विऑक्साइड, PbO_2 , का अच्छा उपयोग किया जाता है। इन संचायक सेलों में सीसा के दो छेददार श्लेट होते हैं। इन छेदों में लेड द्विऑक्साइड भरा होता है। ये श्लेट जब सलफ्यूरिक एसिड के हलके विलयन के संपर्क में आते हैं, तब प्रतिक्रिया द्वारा लेड सलफेट बनता है। पर यदि विलयन के संपर्क में आने पर विजली की धारा भी प्रवाहित की जाय, तो लेड सलफेट नहीं बनता, क्योंकि जितना भी बनेगा उसका फिर विद्युत् विच्छेदन हो जाता है—

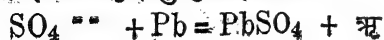


कैथोड पर सीसा जमा होता है और ऐनोड पर लेड परसलफेट बन जाता है, जो फिर लेड परऑक्साइड देता है—

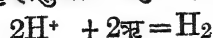


इस प्रकार चार्ज होने पर प्लेट (ऐनोड) पर लेड द्विऑक्साइड रहता है और कैथोड पर सीसा। इस बैटरी का वोल्टन २ वोल्ट के लगभग होता है।

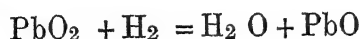
अब यह देखना चाहिये कि यह संचायक सेल विसर्जित (discharge) किस प्रकार होती है। सीसे वाले प्लेट (कैथोड) पर का सीसा समीप में स्थित सलफ्यूरिक एसिड के सलफेट आयन (SO_4^{--}) से संयुक्त होकर लेड सलफेट देता है और ऋणाणु मुक्त होते हैं—



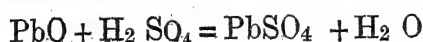
लेड द्विऑक्साइड वाले प्लेट पर ऐसिड की हाइड्र-आयन (H^+) विद्युत् धारा के ऋणाणुओं से संयुक्त होकर हाइड्रोजन बनाती है—



यह नवजात हाइड्रोजन लेड द्विऑक्साइड का अपचयन करके लेड एकौक्साइड देता है—



यह लेड एकौक्साइड ऐसिड से संयुक्त होकर लेड सल्फेट देता है।



इस प्रकार ऐनोड पर फिर लेड सल्फेट जमा हो जाता है। इस तरह सेल का विसर्जन होता है।

संचायक का आविष्ट करना (charge)—संचायक में लगे हुये निशान तक सल्फ्यूरिक ऐसिड का हल्का विलयन भरते हैं (बहुधा ऐसिड की मात्रा तो ठीक रहती है, केवल पानी सूख जाता है, इसलिये निशान तक सवित जल डाल देते हैं)। अब बिजलीघर से आने वाले प्रमुख तारों-“mains” का धनात्मक सिरा ऐनोड से, और ऋणात्मक सिरा कैथोड से जोड़ देते हैं, और बीच में एक बल्ब की बाधा लगा देते हैं। दो तीन दिन में बैटरी आविष्ट हो जाती है। वोल्टन २ वोल्ट से कुछ अधिक होना चाहिये।

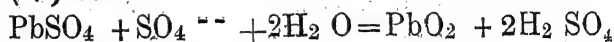
जब बिजली की धारा पुनः आविष्ट करने के लिये प्रवाहित होती है, तो निम्न प्रतिक्रियायें होती हैं—

कैथोड (-) पर—

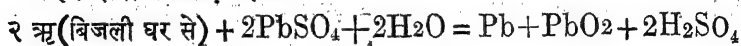


(कैथोड पर) (ऐनोड पर चली जाती है)

ऐनोड (+) पर—



इन दोनों को जोड़ देने पर



आविष्ट करने और विसर्जन करने की दोनों प्रतिक्रियायें एक ही समीकरण में इस प्रकार व्यक्त की जा सकती हैं—

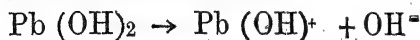
आवेश



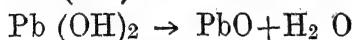
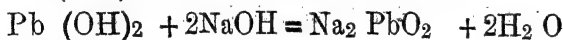
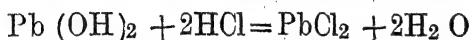
विसर्ग

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५८३

सीस हाइड्रॉक्साइड, $Pb(OH)_2$ या $2PbO \cdot H_2O$ या $Pb_2O \cdot (OH)_2$ —सीसे के लवण के विलयन में क्षार का विलयन छोड़ने पर जो सफेद अवक्षेप आता है वह संभवतः हाइड्रॉक्साइड का है। यह पानी में कम विलेय है, और लाल लिटमस का रंग नीला कर देता है। इसका आयनीकरण संभवतः इस प्रकार होता है—

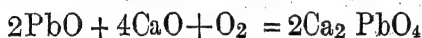


यह ऐसिडों में घुल कर लवण और क्षारों में घुल कर प्लम्बेट देता है। 185° तक गरम करने पर यह सीस एक्साइड हो जाता है—



गरम

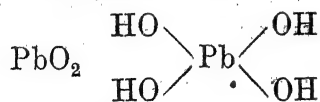
प्लम्बेट—यदि सुर्दासंख (लिथार्ज) और चूना को हवा में साथ साथ गलाया जाय तो हवा से ऑक्सीजन लेकर प्लम्बेट बनता है—



कैलसियम प्लम्बेट के नीरंग मणिम, $Ca_2PbO_4 \cdot 4H_2O$, होते हैं।

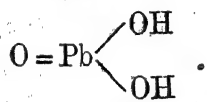
पोटैसियम प्लम्बेट, $K_2Pb(OH)_6$ या $K_2PbO_3 \cdot 3H_2O$ —सीस द्विऑक्साइड, PbO_2 , और कास्टिक पोटाश (थोड़ा सा पानी भी) को चाँदी की प्याली में गलाने पर पोटैसियम प्लम्बेट बनता है। शून्य में उड़ा कर और पोटैसियम स्टैनेट के समरूपी मणिम डाल कर इसके मणिम प्राप्त होते हैं।

प्लम्बिक ऐसिड आर्थो और मेटा दोनों प्रकार के होते हैं—



द्विऑक्साइड

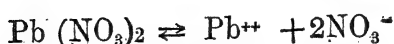
आर्थोप्लम्बिक
ऐसिड



मेटाप्लम्बिक
ऐसिड

सोडियम लेड टारट्रेट के क्षारीय विलयन का विद्युत् विच्छेदन करने पर ऐनोड (+) पर मेटाप्लम्बिक ऐसिड काले चूर्ण के रूप में जमा हो जाता है। आर्थो-ऐसिड शुद्ध-रूप नहीं पाया जाता।

सीस लवणों के सामान्य गुण—सीसे के लवण अधिकतर नीरंग होते हैं (क्रोमेट पीला होता है)। ये सब विषैले हैं। विलयनों में ये लेड आयन, Pb^{++} , देते हैं जिसकी संयोज्यता दो है—



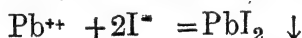
लेड लवणों के विलयन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने से सीस क्लोराइड, PbCl_2 , का सफेद अवक्षेप आता है जो गरम पानी में घुलता है।



गरम पानी वाले विलयन में पोटैसियम क्रोमेट का विलयन छोड़ने पर लेड क्रोमेट का पीला अवक्षेप आता है।



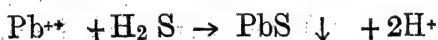
और इसी प्रकार पोटैसियम आयोडाइड का विलयन छोड़ने पर लेड आयोडाइड, PbI_2 , का पीला अवक्षेप मिलता है।



सीस लवणों के विलयन में हलका सल्फ्यूरिक एसिड (और एल्कोहल) छोड़ने पर सीस सल्फेट का सफेद अवक्षेप आवेगा।



सीस लवणों के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित करने पर लेड सल्फाइड का काला अवक्षेप आता है—

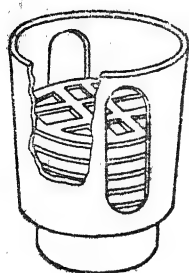


सीस कार्बोनेट, PbCO_3 , या सफेदा (White lead), $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ —यह कहा जा चुका है कि सेरुसाइट (cerussite) अयस्क लेड कार्बोनेट है। पेंटों के काम में इसका बड़ा उपयोग है, सभी रंग के पेंटों में मुख्य यही है, जिसमें अन्य रंग मिलाये जाते हैं। यह लकड़ी और धातु के ऊपर चिपट कर बैठता भी अच्छी तरह है।

व्यापारिक मात्रा में लेड कार्बोनेट तैयार करने की अनेक विधियाँ हैं। पुरानी डच विधि इस प्रकार है—नम हवा और कार्बन डिऑक्साइड की विद्यमानता में सीसा धातु पर ऐसीटिक एसिड की प्रतिक्रिया की जाती है। धीरे धीरे एसिड सीसे को खाता है। मिट्टी के बड़े पात्रों में यह प्रतिक्रिया की जाती है जिनमें अन्दर से लुक फिरा होता है। इन पात्रों में सीसे की पट्टियाँ लटकाने के लिये विधान होता है। प्रत्येक पात्र ८ "ऊँचा और ४ " चौड़ा होता है, और इसमें ३% ऐसीटिक एसिड का विलयन होता है।

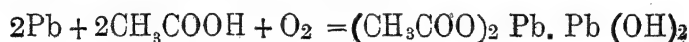
चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, गंग और सीसा ५८५

पहले नीचे बबूल की छाल बिछाते हैं (जिसका उपयोग चर्मशाला में

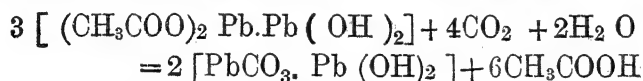


किया जाता है), इस पर मिट्टी के पात्र एक पंक्ति में रख दिये जाते हैं। इन्हें लकड़ी के तख्ते से ढँक देते हैं। ऊपर फिर छाल बिछाते हैं, फिर पात्र रखते हैं और फिर लकड़ी का तख्ता। इसी प्रकार एक पर एक पंक्ति की चिनायी करते जाते हैं जब

चित्र ८८—सफेदा बनाने के पात्र तक कि सब ढेरी १३' × १३' × २०' की न हो जाय। बबूल की छाल में जो क्रियव होता है उससे खमीर उठता है। खमीर उठने पर गरमी पैदा होती है। इस गरमी से ऐसीटिक ऐसिड की भापें उठती हैं। ये भापें आक्सीजन के योग से सीसे को खा जाती हैं, और भास्मिक लेड ऐसीटेट बनता है—



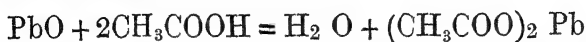
खमीर उठने में जो कार्बन डिऑक्साइड बनता है, वह इस भास्मिक लेड ऐसीटेट को भास्मिक लेड कार्बोनेट में परिणत कर देता है—



प्रतिक्रिया में बना हुआ ऐसीटिक ऐसिड फिर आगे प्रतिक्रिया करता है। इस प्रकार सीसे के पत्र “सफेदा” में परिणत हो जाते हैं।

कार्टर विधि—इस विधि में ऊपर वाली प्रतिक्रिया ही लकड़ी के पीपों में (१० फुट लंबे और ६ फुट व्यास के) की जाती है। ये पीपें अपने क्षैतिजान्न पर धीरे धीरे घूमते रहते हैं। पिघला हुआ सीसा संकुचित वायु या अस्तित्व भाप द्वारा रज के रूप में उड़ कर इन पीपों में पहुँचता है। एक ओर से सीसे की इस रज का संपर्क ऐसीटिक ऐसिड के हलके विलयन की स्पीसी (spray) से होता है। यहीं पर हवा और कार्बन डिऑक्साइड से भी योग होता है। बाहर से गरमी पहुँचाने की आवश्यकता नहीं होती क्योंकि प्रतिक्रिया में स्वयं गरमी पैदा होती है और तापक्रम बराबर ४०° के निकट बना रहता है।

सीस ऐसीटेट, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ —यह सीसे का मुख्य लवण है। स्वाद में मीठा होने के कारण इसे सीस-शर्करा भी कहते हैं। यह लेड ऑक्साइड या कार्बोनेट को गरम हलके ऐसीटिक ऐसिड में घोल कर बनाया जाता है।

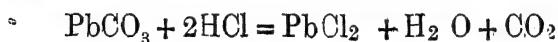


विलयन को उड़ा कर सुखा लिया जाता है, और लेड ऐसीटेट के मणिभ मिल जाते हैं। यह श्वेत मणिभ पदार्थ है। पानी में काफी घुलता है, और इसका आयनीकरण कम होता है, इसीलिये लेड सल्फेट के अवक्षेप को अमोनियम ऐसीटेट में घोला जा सकता है।

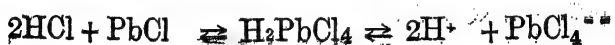
लेड ऐसीटेट के विलयन में मुर्दासंख, PbO , कुछ घोला जा सकता है। ऐसा करने पर जो विलयन मिलता है, उसे गौलार्ड-एक्सट्रेक्ट (Goulard's extract) कहते हैं। दवाइयों में इसके र. र. का उपयोग है। यह भास्मिक लेड ऐसीटेट, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$, है। जलने पर जो वण पड़ जाते हैं, उन पर लेड ऐसीटेट का विलयन लगाने से लाभ होता है। भास्मिक लेड ऐसीटेट दूसरा $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 2\text{Pb}(\text{OH})_2$ है।

रेड लेड, Pb_3O_4 , को गरम हैम ऐसीटिक ऐसिड में घोलने पर लेड चतुः ऐसीटेट, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_4$, बनता है, जिसके सुई के से सफेद मणिभ होते हैं।

सीस क्लोराइड, PbCl_2 —यह प्रकृति में भी पाया जाता है। लेड ऑक्साइड या कार्बोनेट पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड की प्रतिक्रिया से आसानी से बन सकता है—



यह श्वेत मणिभीय पदार्थ है। १०० भाग ठंडे पानी में १ भाग घुलता है। पर गरम पानी में १०० भाग में ३ भाग घुल जाता है। गरम पानी में यदि विलयन बना कर ठंडा किया जाय तो चमकती सुइयों के से मणिभ मिलेंगे। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में पानी की अपेक्षा यह और कम विलेय है। पर फिर भी संकीर्ण आयन बनाने के कारण यह शीघ्र घुल जाता है। हाइड्रोक्लोरोप्रुम्बस ऐसिड बनता है।



चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५८७

इसी कारण लेड सल्फाइड भी गरम सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाता है—



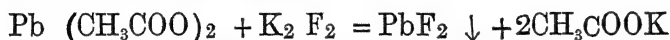
लेड क्लोराइड के बहुत से भास्मिक लवण भी बनते हैं जैसे—

(१) लिथार्ज और नमक के योग से (विलयनों को उबालने पर)
 $\text{Pb Cl}_2 . 4\text{PbO}$. (टर्नर येलो)—

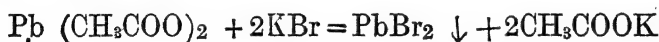


(२) लिथार्ज और अमोनियम क्लोराइड को गरम करके $\text{Pb Cl}_2 . 7\text{PbO}$ —(कैसेल येलो) ।

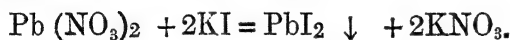
सीस फ्लोराइड, PbF_2 —यह पोटैसियम फ्लोराइड और लेड ऐसीटेट की विनिमय प्रतिक्रिया से बनता है—



सीस ब्रोमाइड, Pb Br_2 —यह लेड ऐसीटेट और पोटैसियम ब्रोमाइड की प्रतिक्रिया से बनता है—



सीस आयोडाइड, PbI_2 —यह लेड लवण और पोटैसियम आयोडाइड की अवक्षेपण प्रतिक्रिया से बनता है—



यह सुनहरा मणिभीय पदार्थ है। ठंडे पानी में बहुत कम विलेय (१००० में १) पर उबलते पानी में कुछ अधिक विलेय है। विलयन नीरंग होता है।

सीस आयोडाइड पोटैसियम आयोडाइड के आधिक्य में घुल जाता है और $\text{PbI}_2 . 2\text{KI}$ यौगिक बनता है। विलयन गरम करने पर फिर अवक्षेप आ जाता है। धूप में रखने पर सीस आयोडाइड विभाजित हो जाता है, और आयोडीन निकलता है।

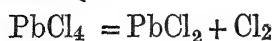
सीस क्लोरेट, $\text{Pb (ClO}_3)_2 . \text{H}_2\text{O}$ —यह लिथार्ज और क्लोरिक एसिड के योग से बनता है—



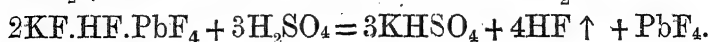
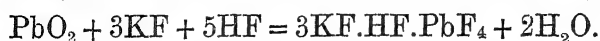
क्लोरो-प्लम्बेट—यदि ठंडे सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में लेड द्विऑक्साइड घोला जाय और क्लोरीन प्रवाहित की जाय, तो गहरे भूरे रंग का विलम्बन मिलता है। यह हाइड्रोक्लोरो-प्लम्बिक एसिड, $H_2 Pb Cl_6$, का है।

इसमें यदि अमोनियम क्लोराइड छोड़ा जाय तो पीला अवक्षेप अमोनियम क्लोरोप्लम्बेट, $(NH_4)_2 Pb Cl_6$, का आता है।

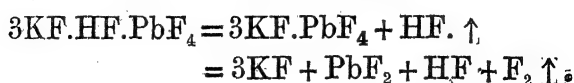
इसमें यदि ठंडा सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ा जाय, तो पहले तो हाइड्रोक्लोरो-प्लम्बिक एसिड मुक्त होता है, पर फिर यह विभाजित होकर पीला द्रव देता है जो प्लम्बिक क्लोराइड, या लेड चतुःक्लोराइड, $Pb Cl_4$, का है। इसका घनत्व ३.१८ है, द्रवणांक- 18° है। गरम करने पर यह क्लोरीन निकालता है—



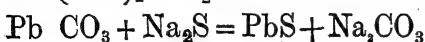
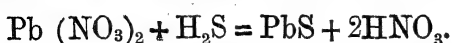
सीस चतुःक्लोराइड, PbF_4 —यदि सीस द्विऑक्साइड को पोटैशियम फ्लोराइड के साथ गलाया जाय, और फिर इसे हाइड्रोफ्लोरिक एसिड में घोला जाय तो एक लवण $3KF.HF.PbF_4$ मिलता है। इसके ऊपर सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से सीस चतुःफ्लोराइड, PbF_4 , मिलेगा।



यह उल्लेखनीय बात है कि $3KF.HF.PbF_4$ लवण गरम करने पर पहले हाइड्रोफ्लोरिक एसिड देता है; और बाद को फ्लोरीन—



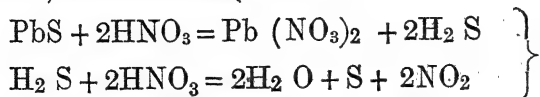
सीस सल्फाइड, PbS —यह प्रकृति में गेलीना के रूप में पाया जाता है। सीसे के किसी लवण पर हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित करने पर काला लेड सल्फाइड प्राप्त होता है, और इसी प्रकार लेड कार्बोनेट और सोडियम सल्फाइड के योग से भी।



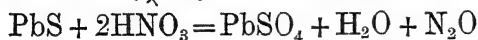
सीसा जब गन्धक की वाष्पों में जलता है। तब भी लेड सल्फाइड बनता है। यह काले रंग का होता है और पानी में अविलेय है। इसका विलेयता गुणनफल, $[Pb^{++}][S^{--}] = 4.2 \times 10^{-26}$ है।

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ५८९

हलके नाइट्रिक एसिड के साथ गरम करने पर यह लेड नाइट्रेट देता है जो विलेय है, और गन्धक पृथक् हो जाता है।



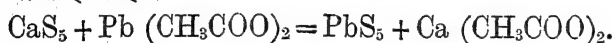
पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से यह लेड सल्फेट बन जाता है।



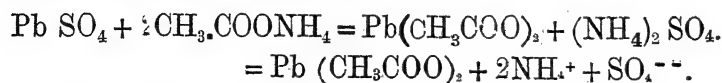
लेड सल्फाइड का द्रवणांक 1112° है, और इसका ऊर्ध्वपात बहुत ऊँचे तापक्रम पर होता है।

लेड लवण सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड की विद्यमानता में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर आरम्भ में पीला या लाल अवक्षेप भी देते हैं। यह अवक्षेप $\text{PbS} \cdot \text{PbCl}_2$ का है। बाद को देर तक प्रवाहित करने पर काला अवक्षेप PbS का मिलता है।

सीस पंचसल्फाइड, PbS_5 —सीसे के लवण के विलयन में 0° पर कैल्सियम पंचसल्फाइड का विलयन छोड़ने पर इसका लाल सा अवक्षेप प्राप्त होता है।



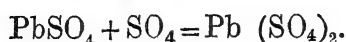
सीस सल्फेट, PbSO_4 —यह कहा जा चुका है कि लेड सल्फाइड (गेलीना) के जारण पर लेड सल्फेट बनता है। अवक्षिप्त लेड सल्फाइड और सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से भी बनता है। यदि सीसे के विलेय लवण के विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड (और कुछ एल्कोहल भी) छोड़ा जाय, तो लेड सल्फेट का सफेद अवक्षेप आवेगा। लेड सल्फेट प्रसिद्ध अविलेय पदार्थों में से है। (12000 भाग पानी में 1 भाग)। इसका विलेयता-गुणनफल, $[\text{Pb}^{++}][\text{SO}_4^{--}]$, 1×10^{-8} है। लेड सल्फेट गरम अमोनियम ऐसीटेट में घुल जाता है क्योंकि प्रतिक्रिया में बना लेड ऐसीटेट का आयनीकरण बहुत कम होता है—



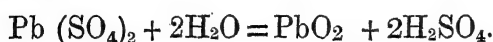
प्रकृति में लेड सल्फेट एंग्लेसाइट (anglesite) अयस्क में मिलता है।

अमोनिया के साथ यह भास्मिक सल्फेट $\text{PbO} \cdot \text{PbSO}_4$ (अथवा $2\text{PbO} \cdot \text{SO}_3$) देता है। $\text{PbSO}_4 \cdot 3\text{PbO}$ भी पाया गया है।

प्लम्बिक सल्फेट, $Pb(SO_4)_2$ —लेड चतुःक्लोराइड की जाति का प्लम्बिक सल्फेट संचायक सेलों में बनता पाया गया है, जैसा कि पहले कहा जा चुका है—

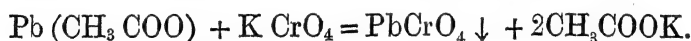


यह पानी के संपर्क से विभाजित हो जाता है और लेड परोक्साइड बनता है—



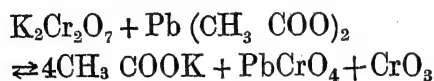
यदि रन्ध्रमय पात्र में सीसे का एनोड लेकर 30° के नीचे सल्फ्यूरिक एसिड का विद्युत् विच्छेदन किया जाय तो हरित-पीत रंग का पदार्थ मिलता है जो संभवतः प्लम्बिक सल्फेट ही है।

सीस क्रोमेट, $PbCrO_4$ —यह कहा जा चुका है कि पोटैसियम क्रोमेट के शिथिल विलयन में लेड ऐसीटेट का विलयन छोड़ा जाय तो लेड क्रोमेट का पीला अवक्षेप मिलता है। यह ऐसीटिक एसिड और हल्के नाइट्रिक एसिड में नहीं घुलता, पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड में घुल जाता है—



लेड सल्फेट और अमोनियम ऐसीटेट के योग से जो विलयन मिलता है, उसमें भी यदि पोटैसियम क्रोमेट का विलयन छोड़ा जाय तो लेड क्रोमेट का पीला अवक्षेप मिलेगा, क्योंकि लेड क्रोमेट की विलेयता सभी सीस लवणों की अपेक्षा कम है। विलेयता गुणनफल, $[Pb^{++}][CrO_4^{--}] = 1.5 \times 10^{-14}$.

पीले सीस क्रोमेट को हल्के क्षार विलयन के साथ उबाला जाय तो नारंगी या लाल रंग का पदार्थ मिलता है, जो संभवतः भास्मिक लेड क्रोमेट का है। यदि पोटैसियम द्विक्रोमेट के विलयन में लेड लवण का विलयन छोड़ें तो लेड द्विक्रोमेट नहीं, बल्कि लेड क्रोमेट का ही अवक्षेप मिलेगा—



सीस क्रोमेट, $PbCrO_4$, सान्द्र कार्बोनेट सोडा के विलयन में घुल कर पीला द्रव देता है। प्रतिक्रिया में सोडियम प्लम्बाइड बनता है—



चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५९१

अन्य पदार्थों के साथ लेड क्रोमेट का प्रयोग पेंटों में है।

सीस फॉस्फेट, $Pb_3(PO_4)_2$ और $Pb P_2 O_7$ —लेड नाइट्रेट या ऐसीटेट के विलयन में सोडियम फॉस्फेट या पायरोफॉस्फेट छोड़ने पर इन फॉस्फेटों का सफेद अवक्षेप आता है। इनमें दोनों में से ऑर्थोफॉस्फेट, $Pb_3(PO_4)_2$, उबलते फॉस्फोरिक एसिड में विलेय है, और विलयन में से सीस एसिड फॉस्फेट, $Pb H. PO_4$, के मणिम मिलते हैं।

सीस बोरेट, (७० प्रतिशत PbO)—यह लेड लवण और सुहागे के योग से बनता है। सफेद पदार्थ है और “शोषक” (drier) के रूप में पेंटों में काम आता है। सीस सिलिकेट और सीस बोरोसिलिकेट (जिसका उपयोग लेन्स बनाने में होता है) भी ज्ञात हैं।

जर्मेनियम, Ge

[Germanium]

मैंडलीफ ने आर्वत्त संविभाग में एका-सिलिकन नामक एक तत्त्व की भविष्यवाणी की थी, और उसके गुणों का उल्लेख भी किया था। सन् १८८६ में विकलर (Winkler) ने चाँदी के एक नये अयस्क आर्जिरोडाइट की परीक्षा की, पर सब परीक्षण के अनन्तर भी उसे ६४ प्रतिशत अयस्क के यौगिक तो मिले। शेष का जब सावधानी से निरीक्षण किया गया, और वायु की अनुपस्थिति में अयस्क को जब गरम किया, तो ऊर्ध्वपातन पर एक भूरा पदार्थ मिला जो पारे का सलफाइड था और इसी में एक नया तत्व भी मिला जिसका नाम जर्मेनियम रक्खा गया।

जर्मेनियम के संबन्ध में हमें बहुत ज्ञात नहीं है। इसके मुख्य अयस्क आर्जिरोडाइट, $3Ag_2S \cdot GeS_2$, (जिसमें यह ५-७ प्रतिशत है); और जर्मेनाइट (जिसमें जर्मेनियम ५ प्रतिशत है, इसमें मुख्यतः ताम्र सलफाइड है और २०% के लगभग अन्य तत्त्व भी) हैं।

विकलर ने आर्जिरोडाइट को पोटैसियम नाइट्रेट और कास्टिक पोटाश के साथ गलाया, और फिर सल्फ्यूरिक एसिड डाला। ऐसा करने पर कुछ जर्मेनियम ऑक्साइड पृथक् हुआ। शेष जर्मेनियम हाइड्रोजन सलफाइड से अवक्षिप्त किया गया। इस सलफाइड को गरम करने पर जर्मेनियम ऑक्साइड मिला।

जर्मेनियम ट्रायॉक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में रक्ततप्त करने पर जर्मेनियम धातु मिलती है। ऐल्यूमीनियम के साथ ऑक्साइड गरम करने पर भी धातु प्राप्त होती है — $4Al + 3GeO_2 = 2Al_2O_3 + Ge$ ।

जर्मेनियम भंजनशील धूसर रंग की धातु है। चाँदी के विलयन में जर्मेनियम धातु डालने पर चाँदी पृथक् हो जाती है पर निम्न धातुओं को लवणों में से यह पृथक् नहीं कर सकती — Cu, Hg, Sn, Sb या Bi। यह पारे, ऐल्यूमीनियम, मेगनीशियम, चाँदी और ताँबे के साथ मिश्रधातु बनाती है। निम्न रसों का इस पर असर नहीं होता—पानी, ५० % NaOH, सांद्र HCl, १:१ सल्फ्यूरिक एसिड। हलके नाइट्रिक एसिड के योग से पृष्ठ पर ऑक्साइड की पपड़ी जम जाती है। कॉस्टिक पोटाश के साथ धातु को गलाया जा सकता है।

जर्मेनियम के यौगिक दो श्रेणियों के हैं—जर्मेनस (संयोज्यता २) और जर्मेनिक (संयोज्यता ४)। जर्मेनिक यौगिक स्थायी हैं और जर्मेनस अस्थायी।

जर्मेनिक यौगिक—हाइड्रोजन के योग से जर्मेनियम धातु हाइड्राइड, GeH_4 , देती है। मेगनीशियम जर्मेनाइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से ये हाइड्राइड आसानी से बनते हैं। GeH_4 नीरंग गैस है (द्रवणांक— 165° , कथनांक 160°); द्विजर्मेन, Ge_2H_6 , द्रव है (कथनांक 26° , द्रवणांक— 109°); त्रिजर्मेन, Ge_3H_8 , द्रव है (कथनांक 110.5° , द्रवणांक— 105.6°)।

जर्मेनिक ऑक्साइड, GeO_2 , जर्मेनियम और ऑक्सीजन के योग से बनता है, अथवा GeS के जारण से। यह श्वेत भारी चूर्ण है। यह अम्लों में कुछ कठिनता से घुलता है (जैसे SnO_2) और जर्मेनिक लवण देता है। लौहों में घुल कर जर्मेनेट देता है। जर्मेनियम चतुःहाइड्रोक्साइड, $Ge(OH)_4$ नहीं ज्ञात है।

ऑक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से जर्मेनिक फ्लोराइड, GeF_4 , मिलता है। जर्मेनियम धातु को क्लोरीन में जलाने पर जर्मेनिक क्लोराइड मिलता है। इसी प्रकार धातु और ब्रोमीन एवं आयोडीन के योग से ब्रोमाइड, $GeBr_4$, और आयोडाइड, GeI_4 , भी बनते हैं। जर्मेनिक लवण के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करके जर्मेनिक सल्फाइड, GeS_2 , बनता है। यह श्वेत पदार्थ है।

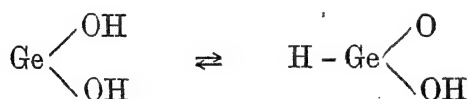
चतुर्थ समूह के तत्व (२)—सिलिकन, बंग और सीसा ५९३

जर्मेनियम के अनेक कार्बनिक यौगिक भी ज्ञात हैं—जैसे $\text{Ge}(\text{CH}_3)_4$ जो ग्रिगनार्ड यौगिक $\text{Mg CH}_3 \text{ Br}$ और Ge Cl_4 के योग से बनता है (द्रवणांक— -77°) ।

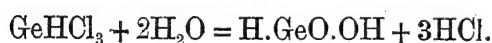
जर्मेनिक नाइट्राइड, $\text{Ge}_3 \text{ N}_4$, भी ज्ञात है ।

जर्मेनस यौगिक—जर्मेनिक ऑक्साइड, GeO_2 , को KOH में घोल कर, फिर हाइड्रोक्लोरिक और हाइपोफॉस्फोरस अम्लों के योग से हाइड्रस जर्मेनियम एकौक्साइड, GeO , बनता है । यह काला पदार्थ है जो हाइड्रोक्लोरिक या सल्फ्यूरिक एसिडों में नहीं घुलता । धूमवान नाइट्रिक एसिड से उपचित हो जाता है ।

जर्मेनस क्लोराइड, Ge Cl_2 , के विलयन में क्षार का विलयन डालने पर जर्मेनस हाइड्रौक्साइड का पीला अवक्षेप आता है । यह क्षार के आधिक्य में विलेय है । हाइड्रौक्साइड गरम करने पर लाल हो जाता है । निम्न परिवर्तन होता है ।



यह जर्मेनस एसिड, HGeOOH , फॉर्मिक एसिड के समान है । जैसे क्लोरोफॉर्म के उदविच्छेदन से फॉर्मिक एसिड मिलता है, उसी प्रकार जर्मेनियम क्लोरोफॉर्म के उदविच्छेदन से जर्मेनस एसिड—



जर्मेनिक सल्फाइड GeS_2 , को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर जर्मेनस सल्फाइड, GeS , मिलता है । इसी प्रकार जर्मेनस क्लोराइड के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर इस सल्फाइड का काला लाल चूर्ण मिलता है । यह सल्फाइड हाइड्रोक्लोरिक एसिड में आसानी से घुल जाता है ।

जर्मेनियम धातु और जर्मेनिक क्लोराइड, GeCl_4 , के मिश्रण को गरम करने पर जर्मेनस क्लोराइड, GeCl_2 , बनता है । यह पीला पदार्थ है । K GeF_6 के हाइड्रोजन द्वारा अपचयन से जर्मेनस फ्लोराइड, GeF_2 , मिलता है । इसके सफेद जलग्राही मणिम होते हैं ।

टाइटेनियम, Ti

[Titanium]

सन् १७८६ में ग्रीगर (Gregor) ने इलमेनाइट (ilmenite) अयस्क से एक नयी धातु प्राप्त की। १७९७ में क्लेप्रॉथ (Klaproth) ने इसका नाम टाइटेनियम रक्खा। टाइटेनियम के अयस्क कम ही पाये जाते हैं, पर भूमंडल की मिट्टी में यह ०.६३ प्रतिशत तक सर्वत्र पाया जाता है। रूटाइल, (rutile) अयस्क में यह द्विऑक्साइड, TiO_2 , के रूप में है। अन्य अयस्क इलमेनाइट, $FeTiO_3$, टाइटेनाइट (titanite), $CaO \cdot TiO_2 \cdot SiO_2$ आदि हैं। लगभग सभी टाइटेनियम इलमेनाइट से ही निकाला जाता है। ट्रावनकोर की काली बालू में इलमेनाइट काफी है। यहाँ से अधिकांश यह बाहर भेजा जाता है। इससे टाइटेनियम द्विऑक्साइड तैयार किया जाता है जिसका व्यवहार पेन्टों में होता है। सन् १९३७ में भारतवर्ष में लगभग गौन दो लाख टन इलमेनाइट का व्यापार हुआ।

इलमेनाइट या रूटाइल अयस्क को क्षारों के साथ या पोटैशियम हाइड्रोजन सल्फेट के साथ गलाते हैं, फिर अम्ल के प्रयोग से टाइटेनिक एसिड या TiO अवक्षिप्त कर लेते हैं। टाइटेनियम ऑक्साइड से धातु प्राप्त करना बड़ा कठिन है क्योंकि इसका द्रवणांक बहुत ऊँचा है। इसे कार्बन के साथ गरम करके धातु मिलती है। तप्त टाइटेनियम चतुःक्लोराइड पर

हाइड्रोजन के प्रवाह से भी धातु मिलती है। इन सब विधियों से चूर्ण रूप में ही टाइटेनियम मिलता है, यह श्याम-धूसर रंग का है। यह चुम्बकीय भी है, यह हवा में स्थायी है, पर 610° पर ऑक्सीजन में जलने लगता है और TiO बनता है। 500° पर नाइट्रोजन में जल कर नाइट्राइड TiN देता है। 300° के ऊपर यह भाप को भी विभाजित कर देता है। क्लोरिन में 350° पर जल कर क्लोराइड देता है, और कुछ कम तापक्रम पर ब्रोमीन और आयोडीन से भी संयुक्त हो जाता है। यह लगभग सभी प्रसिद्ध धातुओं के साथ मिश्रधातु देता है।

टाइटेनियम के यौगिक चार श्रेणियों के हैं, जिनमें इसकी संयोज्यता

२, ३ और ४ है—

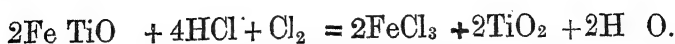
ऑक्साइड	हाइड्रॉक्साइड	मुख्य लवण	नाम	विशेषता
TiO	Ti (OH) ₂	TiCl ₂ , TiS, TiSO ₄	द्विक्लोराइड, एक-सलफाइड इत्यादि	शीघ्र उपचित होते हैं। महत्वहीन हैं।
Ti ₂ O ₃	Ti ₂ O ₃ (H O) _x	TiCl ₃ , Ti S, Ti ₂ (SO ₄) ₃	टाइटेनस क्लो- राइड, सेसक्वि- सलफाइड आदि	शीघ्र उपचित होते हैं, और उद्विच्छेदित भी।
TiO ₂	Ti(OH) ₄	TiCl ₄ , TiS	टाइटेनिक क्लो- राइड, द्वि- सलफाइड	कुछ लवण संकीर्ण यौगिक बनाते हैं।
—	—	Na TiO FeTiO ₃	टाइटेनेट	स्थायी यौगिक हैं, संकीर्ण टाइटेनेट देते हैं।

टाइटेनियम हाइड्राइड, TiH₄—हलके सलफ्यूरिक एसिड के विद्युत् विच्छेदन द्वारा मिलता है, यदि कैथोड टाइटेनियम का हो। यह नीरंग गैस है।

टाइटेनियम एकॉक्साइड, TiO—यह द्विऑक्साइड को कार्बन या जस्ता या मैगनीशियम के साथ अपचयन करने पर बनता है— $2\text{TiO}_2 + \text{Mg} = \text{MgTiO}_3 + \text{TiO}$

टाइटेनियम सेसक्विऑक्साइड, Ti₂O₃—यह द्विऑक्साइड, TiO₂, को हाइड्रोजन से अपचित करने पर बनता है। इसके लाल मणिम आकृति में हेमेटाइट, Fe₂O₃, से मिलते जुलते हैं।

टाइटेनियम द्विऑक्साइड, TiO—यह इलमेनाइट को क्लोरीन और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के प्रवाह में तपाने पर मिलता है—



इसका घनत्व ३.८६ से ४.२५ तक बदलता रहता है।

अर्थोटाइटिक ऐसिड, $\text{Ti}(\text{OH})_4$ — टाइटेनेट को हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोल कर, फिर विलयन में चार डालने पर यह मिलता है। गरम करने पर दहकता है और TiO देता है।

मेटाटाइटिक ऐसिड, $\text{TiO}(\text{OH})$ — अर्थो-ऐसिड को गरम करने पर बनता है। नाइट्रिक ऐसिड और टाइटेनियम धातु के योग से भी मिलता है। गरम करने पर बिना दहके ही TiO देता है।

फ्लोराइड— टाइटेनियम धातु फ्लोरीन के योग से TiF_3 और TiF_4 देती है। K_2TiF_6 के हाइड्रोजन द्वारा अपचित होने पर भी TiF_4 बनता है। TiF_4 टाइटेनियम और शुष्क हाइड्रोजन फ्लोराइड की प्रतिक्रिया से बनता है, अथवा $\text{TiCl}_4 + 4\text{HF} \rightarrow \text{TiF}_4 + 4\text{HCl}$ प्रतिक्रिया द्वारा भी।

क्लोराइड— TiCl_2 , TiCl_3 और TiCl_4 ज्ञात हैं। क्लोरीन या क्लोरोफॉर्म टाइटेनियम पर प्रवाहित करने से TiCl_4 बनता है। यह नीरंग द्रव है (द्रवणांक -23° , कथनांक 136°)। इसके अपचयन से (हाइड्रोजन द्वारा) टाइटेनस क्लोराइड, TiCl , बनता है, इसके बैजनी मणिम $\text{TiCl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ होते हैं जो पानी में घुल कर लाल बैजनी रंग देते हैं। इसे गरम करने पर द्विक्लोराइड, TiCl_2 , बनता है जो काला चूर्ण है।

सल्फाइड, TiS , Ti_2S_3 और TiS_2 ज्ञात हैं। द्विऑक्साइड, TiO_2 और कार्बन द्विसल्फाइड के योग से TiS_2 बनता है। यह ऐसिडों में कठिनता से घुलता है, पर कास्टिक पोटाश के साथ उबालने पर टाइटेनेट देता है। इस द्विसल्फाइड को हाइड्रोजन में थोड़ा गरम करने पर TiS_3 बनता है। इन दोनों सल्फाइडों को हाइड्रोजन में गरम करने पर एकसल्फाइड, TiS , मिलता है जो स्थायी पदार्थ है।

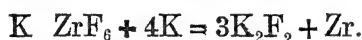
टाइटनेस सल्फेट, $\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3$ — TiO_2 को सल्फ्यूरिक ऐसिड की विद्यमानता में विद्युत् द्वारा अपचयन करने पर यह मिलता है। यह चार सल्फेटों के साथ फिटकरियाँ देता है। जैसे $3\text{Ti}(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{RbSO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$.

ज़रकोनियम, Zr

[Zirconium]

सन् १७८६ में क्लेप्रॉथ (Klaproth) ने लंका से प्राप्त ज़रकोन नामक अयस्क की परीक्षा करते समय ऐसे ऑक्साइड का पता लगाया जो ऐल्यूमिना से मिलता जुलता था। इस ऑक्साइड के नये तत्त्व का नाम ही ज़रकोनियम पड़ा। बर्ज़ीलियस ने सन् १८२४ में पोटेसियम फ्लोज़रकोनेट को पोटेसियम धातु के साथ गला कर ज़रकोनियम धातु तैयार की। बर्ज़ीलियस इसकी संयोज्यता ३ समझता था पर सन् १८५७ में डेविल (Deville) और ट्रूस्ट (Troost) ने सिद्ध किया कि इसकी संयोज्यता ४ है।

पृथ्वी की मिट्टी में ०.०२८% ज़रकोनियम है। इसका मुख्य अयस्क ज़रकोन, $ZrSiO_4$ (ज़रकोन ऑर्थोसिलिकेट) है। इस अयस्क को पोटेसियम ऐसिड फ्लोराइड, KHF_2 , के साथ गला कर $K_2 ZrF_6$ (पोटेसियम ज़रकोनेट) बनाते हैं, और इस प्रकार अयस्क से ज़रकोनियम पृथक् करते हैं। जैसा ऊपर कहा जा चुका है, पोटेसियम धातु के साथ इस फ्लोर-ज़रकोनेट को गला कर ज़रकोनियम धातु बनती है—



ज़रकोनियम चतुःआयोडाइड, $ZrSi_4$ को गरम करके ऐसी ज़रकोनियम धातु बनती है जिसके तार खींचे जा सकते हैं। शुद्ध ज़रकोनियम का द्रवणांक 1257° , घनत्व ६.५२, कठोरता ६.७ और परमाणु-आयतन 13.67 है। कमरे के तापक्रम पर हवा और पानी का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता। पर गरम करने पर धातु बड़ी सक्रिय हो जाती है। इसका तार ऑक्सीजन में तेज़ी से जलता है। अमोनिया के साथ गरम किये जाने पर ज़रकोनियम नाइट्राइड देता है जो बिजली का अच्छा चालक है। 1000° के नीचे यह धातु हाइड्रोजन के साथ हाइड्राइड, ZrH_2 , देती है। गरम ज़रकोनियम के साथ क्लोरीन और ब्रोमीन संयुक्त होकर $ZrCl_4$ और $ZrBr_4$ देती हैं। आयोडीन का शुद्ध धातु पर असर नहीं होता, पर अशुद्ध धातु आयोडाइड देती है। ज़रकोनियम ताँबा, निकेल, ऐल्यूमीनियम आदि के साथ मिश्रधातुयें भी बनाता है।

यौगिक—यौगिकों में ज़रकोनियम की संयोज्यता ४ है, पर अपवाद ZrH_2 , ZrO , Zr_2O_3 और ZrO में है। ज़रकोनेट भी प्रसिद्ध

हैं। ज़रकोनियम लवण जैसे $ZrCl_4$ पानी में उदविच्छेदित होकर ज़रकोनिल (ZrO)⁺⁺ लवण देते हैं।

ज़रकोनियम हाइड्राइड, ZrH_2 —यह सोडियम या कैल्सियम के हाइड्राइडों से अधिक मिलता जुलता है, न कि कार्बन या सिलिकन के हाइड्राइडों से। यह ठोस पदार्थ है।

ज़रकोनियम ऑक्साइड, ZrO_2 —ज़रकोनियम नाइट्रेट, कार्बोनेट या हाइड्रॉक्साइड को गरम करने से मिलता है। यह अविलेय चूर्ण है। ताज़ा होने पर सभी एसिडों में घुलता है। पर ऊँचे तापक्रम पर गरम किये जाने पर केवल सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुलता है।

ज़रकोनियम नाइट्रेट में अमोनिया छोड़ने पर ज़रकोनियम हाइड्रॉक्साइड $Zr(OH)_4$ या $ZrO(OH)_2$ का श्वेत अवक्षेप आता है।

ज़रकोनियम नाइट्राइड, ZrN_2 —यह नाइट्रोजन और ज़रकोनियम अथवा अमोनिया और ज़रकोनियम के संयोग से बनता है। पोटैश के साथ गलाने पर अमोनिया देता है।

ज़रकोनियम नाइट्रेट, $Zr(NO_3)_4 \cdot 2H_2O$ —ज़रकोनियम हाइड्रॉक्साइड को नाइट्रिक एसिड में घोल कर फास्फोरस पंचौक्साइड पर सुखाने से मिलता है। यह मणिभीय स्थायी पदार्थ है। हलके विलयनों में इसका उदविच्छेदन हो जाता है।

ज़रकोनियम फ्लोराइड, ZrF_4 —ज़रकोनियम ऑक्साइड, ZrO_2 , को अमोनियम फ्लोराइड के साथ गरम करने पर बनता है। ज़रकोनियम क्लोराइड और हाइड्रोजन फ्लोराइड के योग से भी बनता है। अधिकतर यह द्विगुण फ्लोराइड के रूप में, जैसे $ZrOF_2 \cdot 2HF \cdot 2H_2O$ पाया जाता है। इसके विलयन में पोटैसियम फ्लोराइड काफी छोड़ने पर फ्लोज़रकोनेट, K_2ZrF_6 , का मणिभीय अवक्षेप आता है।

ज़रकोनियम क्लोराइड, $ZrCl_4$ —ज़रकोनियम ऑक्साइड को 600° तक क्लोरीन और कार्बन चतुःक्लोराइड के प्रवाह में गरम करने पर यह मिलता है। ज़रकोनियम कार्बाइड और क्लोरीन के योग से भी 300° पर मिलता है। यह धूम्रवान पदार्थ है। पानी के योग से ज़रकोनियम ऑक्सिक्लोराइड, $ZrOCl_2$, देता है। यह मणिभीय श्वेत स्थायी पदार्थ है।

ज़रकोनियम आयोडाइड, ZrI_4 —ज़रकोनियम धातु को आयोडीन

के साथ शून्य नली में 400° - 500° पर गरम करने पर मिलता है। तन्य ज़रकोनियम धातु बनाने में काम आता है।

ज़रकोनियम कार्बाइड, ZrC —ऊँचे तापक्रम पर ज़रकोनियम और कार्बन के योग से बनता है। यह धूसर रंग का अति कठोर मणिभीय पदार्थ है। पानी का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता।

भासिक ज़रकोनियम कार्बोनेट, $ZrCO_3 \cdot ZrO_2 \cdot 8H_2O$ —यह ज़रकोनियम लवण के विलयन में सोडियम कार्बोनेट छोड़ने पर बनता है। सामान्य ज़रकोनियम कार्बोनेट नहीं बनाया गया है।

ज़रकोनियम सल्फाइड, ZrS_2 —रक्तत ज़रकोनिया पर कार्बन द्विसल्फाइड के प्रभाव से बनता है। इसके धूसर रंग के मणिभ होते हैं।

ज़रकोनियम सल्फेट, $Zr(SO_4)_2$ —ज़रकोनिया को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के आधिक्य के साथ गरम करने पर यह मिलता है। यह कई हाइड्रेट पानी के योग से देता है।

हैफनियम, Hf

[Hafnium]

आवर्त संविभाग के ७२ वें तत्त्व का स्थान बहुत दिनों से खाली था। १९०७ में उर्बा (Urbain) ने यिट्रियम नाइट्रेट के आंशिक मणिभीकरण के अनन्तर दुष्प्राप्य पार्थिव वंश के एक तत्त्व का पता लगाया जिसका नाम लुटेशियम रक्खा। इसी प्रयास में उसने ७२ वें तत्त्व का नाम सेल्टियम रक्खा। पर बाद को बोर (Bohr) के सिद्धान्त के आधार पर स्पष्ट हो गया कि ७२ वां तत्त्व दुष्प्राप्य पार्थिवों के वंश का नहीं है। यह चौथे समूह का तत्त्व है। कॉस्टर (Coster) और हेवेसी (Hevesy) ने ज़रकोनियम त्रयस्क का एक्स-रेक्षण किया और उनमें उसे जिस तत्त्व का पता चला उसका नाम हैफनियम रक्खा गया।

प्रत्येक ज़रकोनियम त्रयस्क में कुछ न कुछ हैफनियम विद्यमान है। ज़रकोन त्रयस्क इसके मुख्य स्रोत हैं। सिरटोलाइट त्रयस्क में ५.५% HfO_2 है। ज़रकोनियम और हैफनियम मिलते जुलते तत्त्व हैं, अतः जिन विधियों से ज़रकोनियम प्राप्त किया जाता है, उन्हीं से हैफनियम भी। दोनों को आंशिक अवक्षेपण द्वारा पृथक् करते हैं। उदाहरणतः, दोनों के मिश्रित नाइट्रेटों को फॉस्फेटों में परिणत करते हैं। हैफनियम फॉस्फेट ज़रकोनियम

फॉस्फेट से कुछ कम विलेय है। इस तरह दोनों पृथक् होते हैं। दोनों के क्लोराइड, RCl_4 या $2\text{RCl}_4 \cdot \text{PCl}_5$ आंशिक स्वर्ण पर भी पृथक् होते हैं।

H_2HfF_6 या HfCl_4 को सोडियम धातु के साथ गरम करने पर हैफनियम धातु मिलती है। HfO_2 को कैल्सियम या मैग्नीशियम के साथ गरम करके भी यह धातु तैयार की जाती है। इसका द्रवणांक 2400°K , घनत्व 13.31 , परमाणुभार 178.6 , और परमाणु आयतन 13.82 है। हैफनियम चमकदार धातु है, और धातु के सभी गुण इसमें हैं। यह ज़रकोनियम से अधिक भास्मिक है, पर थोरियम से कम।

यौगिक—इसके यौगिक ज़रकोनियम के यौगिकों से मिलते जुलते हैं। सभी यौगिकों में इसकी संयोज्यता ४ है। हैफनियम नाइट्रेट या हाइड्रॉक्साइड को गरम करके हैफनियम ऑक्साइड, HfO_2 , बनता है। हैफनियम लवण के विलयन में अमोनिया या कास्टिक सोडा का विलयन डालने पर हैफनियम हाइड्रॉक्साइड, $\text{Hf}(\text{OH})_4$, का अवक्षेप आता है। यह श्लेष (लुआबदार) है। हैफनियम ऑक्साइड को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में घोलने पर हैफनियम सल्फेट, $\text{Hf}(\text{SO}_4)_3$, बनता है। यदि हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के विलयन में हैफनियम ऑक्साइड, HfO_2 , घोला जाय तो हैफनियम फ्लोराइड, $\text{HfF}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, बनता है। इसके विलयन में पोटैशियम या अमोनियम फ्लोराइड डालने पर द्विगुण फ्लोराइड, K_2HfF_7 , और $(\text{NH}_4)_2\text{HfF}_6$ बनते हैं। यह फ्लोराइड ज़रकोनियम के लवणों से मिलते जुलते हैं।

हैफनियम ऑक्साइड और कार्बन के मिश्रण पर क्लोरीन या सल्फर एक क्लोराइड प्रवाहित करने पर हैफनियम क्लोराइड, HfCl_4 , बनता है। इसका पानी के संपर्क से उद्विच्छेदन होने पर ऑक्सिक्लोराइड, $\text{HfOCl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, बनता है। इसी प्रकार हैफनियम ऑक्साइड, कार्बन और ब्रोमीन के योग से हैफनियम ब्रोमाइड, HfBr_4 , बनता है। यह सफेद पदार्थ है। विद्युत् भट्टी में हैफनियम ऑक्साइड और कार्बन को गरम करने पर हैफनियम कार्बाइड, HfC , बनता है। हैफनियम लवण के अम्लीय विलयन में फॉस्फोरिक एसिड डालने पर हैफनियम फॉस्फेट, $\text{Hf}(\text{HPO}_4)_2$ या $\text{HfO}_2 \cdot (\text{P}_2\text{O}_5) \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, का अवक्षेप आता है।

थोरियम, Th

सन् १८१७ में बर्जॉलियस ने गेडोलिनाइट अयस्क में एक पार्थिव पदार्थ की कल्पना की जिसका नाम उसने थोरिया रक्खा। सन् १८५१ में बर्गमेन (Bergmann) ने एक नये तत्व का नाम डोनेरियम रक्खा, और सन् १८६२ में बार (Bahr) ने एक तत्व का नाम वेसियम रक्खा। ये दोनों तत्व वही हैं जिन्हें हम थोरियम कहते हैं।

थोरियम का मुख्य अयस्क थोराइट (thorite), ThSiO_4 , है, इसमें ६०% ThO_2 है। थोरियम ट्रावनकोर के मोनेज़ाइट (monazite), बालू में भी पाया जाता है। एक और अयस्क थोरियेनाइट (thorianite), है जिसमें ८०% थोरिया है। इन अयस्कों को हाइड्रोक्लोरिक या सल्फ्यूरिक एसिड में घोलते हैं, और हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा अन्य धातुयें पृथक् अवक्षिप्त कर देते हैं। और फिर कार्बोनेट, सल्फेट या ऑक्ज़ेलेट विधियों से दुष्प्राप्य पार्थिव अलग करते हैं। विलयन में सोडियम फ्लोसिलिकेट डाल कर थोरियम फ्लोसिलिकेट पृथक् किया जा सकता है। थोरियम कार्बोनेट दुष्प्राप्य पार्थिव तत्वों के कार्बोनेट की अपेक्षा अधिक विलेय है। थोरियम ऑक्ज़ेलेट अमोनियम ऑक्ज़ेलेट के साथ द्विगुण लवण बनाता है जो विलेय है, पर पार्थिवों के ये लवण अविलेय हैं, इस प्रकार के अन्तर के आधार पर थोरियम लवण दुष्प्राप्य पार्थिवों के लवणों से पृथक् किये जा सकते हैं।

निर्जल थोरियम क्लोराइड को बन्द नली में सोडियम के साथ गरम करने पर थोरियम धातु मिलती है। अन्य विधियों से शुद्ध धातु तैयार करना कठिन हो जाता है। ताजी शुद्ध थोरियम धातु सफेद होती है, पर हवा में यह धूसर रंग की हो जाती है। थोरियम चूर्ण का घनत्व ११ है। इसका द्रवणांक संभवतः १४५०° है। आपेक्षिक ताप ०°०२७८ है। यह मृदु धातु है।

हवा में गरम करने पर थोरियम जल उठता है। यह क्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन और गन्धक में ४५०° के निकट जलता है। ६५०° के निकट यह नाइट्रोजन या हाइड्रोजन से संयुक्त होता है। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में थोरियम धातु आसानी से घुल जाती है। पर हलके अम्लों में यह बहुत धीरे घुलती है, क्षारों का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता। यह ऐल्यूमीनियम, ताँबा, निकेल आदि धातुओं के साथ मिश्रधातु बनाती है।

यौगिकों में थोरियम ज़रकोनियम के समान ४ संयोज्यता का है। बेरियम थोरेट, $BaThO_3$, यौगिक में यह अम्लीय है, पर अन्य यौगिकों में भस्मीय। इसके लवण उदविच्छेदित होकर अम्लीय विलयन देते हैं।

थोरियम के दो ऑक्साइड हैं, ThO_2 और Th_2O_7 । इनमें द्विऑक्साइड ही मुख्य है। यह थोरियम नाइट्रेट, कार्बोनेट या हाइड्रॉक्साइड को गरम करने पर बनता है। यह श्वेत चूर्ण है। थोरियम लवण के विलयन में अमोनिया और हाइड्रोजन परीक्साइड डालने पर थोरियम परीक्साइड, Th_2O_7 , बनता है। यह अस्थायी है और ऑक्सीजन देकर त्रिऑक्साइड, ThO_3 , देता है जो स्थायी ऑक्साइड है। थोरियम लवण के विलयन में अमोनिया छोड़ने पर थोरियम हाइड्रॉक्साइड, $Th(OH)_4$, का श्लेष या लुआबदार अवक्षेप आता है।

थोरियम और नाइट्रोजन के योग से थोरियम नाइट्राइड, Th_3N_4 , बनता है। यह थोरियम कार्बाइड और अमोनिया को साथ साथ गरम करने पर भी बनता है। यह श्याम-रक्त चूर्ण है, और गरम पानी के योग से अमोनिया और थोरिया देता है।

थोरियम ऑक्साइड या कार्बोनेट को हलके नाइट्रिक एसिड में घोलने पर थोरियम नाइट्रेट के मणिम, $Th(NO_3)_4 \cdot 12H_2O$, मिलते हैं। यह पिरिडिन, क्विनोलिन आदि यौगिकों के साथ संयुक्त यौगिक बनाता है।

थोरियम लवणों के विलयन में सोडियम या पोटैसियम फॉस्फेट का विलयन डालने पर कई प्रकार के थोरियम फॉस्फेट, जैसे $Th_3(PO_4)_4 \cdot 4H_2O$, $Th_3P_2O_7 \cdot 2H_2O$, आदि बनते हैं।

३५०° पर थोरियम क्लोराइड या ब्रोमाइड के ऊपर हाइड्रोजन फ्लोराइड वाष्प प्रवाहित करने पर निर्जल थोरियम फ्लोराइड, ThF_4 , बनता है जो श्वेत चूर्ण है। यह हाइड्रोजन फ्लोराइड के आधिक्य में विलेय नहीं है। यह पोटैसियम फ्लोराइड के साथ द्विगुण लवण जैसे $K_2ThF_6 \cdot 4H_2O$, बनाता है।

थोरियम ऑक्साइड को क्लोरीन या गन्धक एक-क्लोराइड के प्रवाह में गरम करने पर थोरियम क्लोराइड, $ThCl_4$, बनता है। थोरियम कार्बाइड और थोरियम के मिश्रण को क्लोरीन के प्रवाह में गरम करने पर भी बनता है। क्लोराइड के नीरस मणिम ७२०° पर ऊर्ध्वपतित होते हैं। इसके कई हाइड्रेट जैसे $ThCl \cdot 8H_2O$, या $ThCl_4 \cdot 2H_2O$ पाये

चतुर्थ समूह के तत्त्व (२)—सिलिकन, वंग और सीसा ६०३

मये हैं। निर्जल क्लोराइड अमोनिया के साथ योगजात यौगिक भी बनाता है।

थोरियम और कार्बन को बिजली की भट्टी में गरम करने पर थोरियम कार्बाइड, ThC_2 , बनता है। थोरियम कार्बोनेट सोडियम कार्बोनेट के साथ द्विगुण कार्बोनेट, $3\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{Th}(\text{CO}_3)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, बनाता है।

थोरियम क्लोराइड और सोडियम क्लोराइड के गरम मिश्रण पर हाइड्रोजन सल्फाइड का योग करने पर थोरियम सल्फाइड, ThS_2 , बनता है। इसके मणिभ भूरे होते हैं। थोरियम के एसिड सल्फेट, $\text{Th}(\text{SO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$ और भास्मिक सल्फेट, $\text{ThO}_2 \cdot \text{SO}_3$, पाये गये हैं, और थोरियम सल्फेट, $\text{Th}(\text{SO}_4)_2$, भी पाया गया है।

प्रश्न

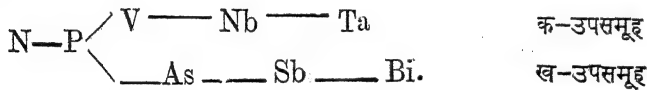
- सिलिकन यौगिकों का विवरण दो। सिलिका से ये यौगिक कैसे बनाओगे? सिलिकन के कुछ यौगिकों की कार्बन यौगिकों से तुलना करो।
(आगरा, १९४४)
- बोरन और सिलिकन की समानतायें और भिन्नतायें बताओ।
(नागपुर, १९४२)
- बोरन और सिलिकन तत्त्वावस्था में कैसे प्राप्त करोगे? इनके भौतिक और रासायनिक गुण बताओ।
(नागपुर, १९४५)
- कार्बन के गुणों की सिलिकन के गुणों से तुलना करो। सिलिसिक एसिड, कार्बोरेंडम, सिलिकन चतुःक्लोराइड, और हाइड्रोफ्लो-सिलिसिक एसिड कैसे बनाओगे?
(पंजाब, १९४३)
- वंग (टिन) प्राप्त करने का मुख्य अयस्क क्या है? इससे वंग कैसे निकालते हैं? वंग पर (क) HCl , (ख) HNO_3 , (ग) H_2SO_4 और (घ) पानी का क्या प्रभाव पड़ता है?
(पंजाब १९२२)
- स्टैनस क्लोराइड कैसे बनाओगे? इससे होने वाली अपचयन प्रतिक्रियाओं का उल्लेख करो।

७. अयस्क से वंग धातु कैसे बनाते हैं ? स्टैनिक और स्टैनस हाइड्रॉक्साइड एवं क्लोराइड कैसे बनाओगे ? (दिल्ली, १९३२)
८. सीसा का धातुकर्म लिखो। साधारण सीसे में अपद्रव्य (impurity) क्या होते हैं ? इन्हें कैसे दूर करोगे ? सीसे की संचायक बैटरी में कौन सी रासायनिक प्रतिक्रियाएँ होती हैं ? (पंजाब, १९४४)
९. सफेदा (व्हाइट लेड) कैसे तैयार करोगे ? लेड ऐसीटेट कैसे व्यापारी मात्रा में तैयार करते हैं ?
१०. सीसे और कैल्सियम के हाइड्राइड कैसे बनाते हैं ? इनकी आर्सेनिक, एंटीमनी, नाइट्रोजन आदि अधातुओं के हाइड्राइडों से तुलना करो । (नागपुर, १९४४)

अध्याय १६

पंचम समूह के तत्त्व (१)--नाइट्रोजन

आवर्त संविभाग के पंचम समूह में मुख्यतः ८ तत्त्व हैं, जिनमें से ३ तत्त्व वैनेडियम, नायोबियम (कौलम्बियम) और टैण्डेलम तो उपसमूह-क के हैं, ३ तत्त्व आर्सेनिक, एण्टीमनी और बिसमथ उपसमूह-ख के हैं, प्रथम दो तत्त्व नाइट्रोजन और फॉस्फोरस हैं। शाखा का आरम्भ फॉस्फोरस से होता है—



वैनेडियम, नायोबियम और टैण्डेलम का विस्तृत विवरण इस पुस्तक में नहीं दिया जायगा। ये तत्त्व कम पाये जाते हैं, और इनका उपयोग भी कम है। ख-उपसमूह के तीनों तत्त्व आर्सेनिक, एण्टीमनी और बिसमथ हमारे परिचित तत्त्व हैं।

इस पंचम समूह का पहला तत्त्व नाइट्रोजन साधारण तापक्रम पर गैस है। चौथे समूह के कार्बन के अनन्तर पाँचवें, छठे और सातवें समूह के तीनों तत्त्व नाइट्रोजन, ऑक्सीजन और फ्लोरीन गैस हैं। यह आश्चर्य की बात है कि वायुमंडल में नाइट्रोजन और ऑक्सीजन साथ-साथ हैं, और आवर्त-संविभाग में ये दोनों भी पास पास पाँचवें और छठे समूह में हैं। फॉस्फोरस नरम ठोस पदार्थ है, और बहुत शीघ्र वाष्पीभूत हो सकता है। इसकी स्थिति पाँचवें समूह में ठीक वैसी ही है जैसी छठे समूह में गन्धक की। आर्सेनिक भी अधातु है, पर एण्टीमनी में उपधातुता आरंभ होती है, और बिसमथ को हम धातु मान सकते हैं। उपसमूह-क के तत्त्व वैनेडियम, टैण्डेलम आदि में भी अधातुता स्पष्ट है, फिर भी कुछ यौगिक इनकी धातुता की ओर भी संकेत करते हैं।

तत्त्वों के भौतिक गुण—निम्न सारणी में हम इस समूह के तत्त्वों के भौतिक गुण देते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	क्वथनांक	आपेक्षिक ताप
७	नाइट्रोजन	N	१४.००८	०.००१२५, १.०२७(ठोस)	-२१०°	१९५.८°	—
१५	फॉस्फोरस	P	३१.०२७	१.८३ (पीला), २.२ (लाल)	४४.१	२८०.५	०.२०२
३३	आर्सेनिक	As	७४.९१	५.७२ (काला) २.० (पीला)	८१४.५	६१५° ऊर्ध्वपातन	०.०८३
५१	एण्टीमनी	Sb	१२१.७७	६.६८४	६३०°	१४४०°	०.०५०८
८३	बिसमथ	Bi	२०६.००	९.७८	२७१	१४२०- १५६०°	०.०३०४
२३	वैनेडियम	V	५१.०	५.५	१६२०°	—	०.११५
४१	नायोबियम (कोलम्बियम)	Nb (Cb)	९२.९	८.४	१६५०°	३३००°	—
७३	टैंग्स्टलम	Ta	१८०.९	१६.६	२९९६°	५३००°	०.०३३३

इस सारणी को देखने से स्पष्ट हो जायगा कि नाइट्रोजन, और फॉस्फोरस, एवं आर्सेनिक में अधातुता है। इनके घनत्व कम हैं, और आपेक्षिक ताप भी अधिक है, पर एण्टीमनी और बिसमथ में धातु के लक्षण स्पष्ट हैं। इनके आपेक्षिक ताप कम हैं। इस सारणी की दूसरी उल्लेखनीय बात यह है कि द्रवणांक और क्वथनांक आर्सेनिक तक तो बढ़ते हैं, पर फिर क्रमशः कम हो जाते हैं। बिसमथ एण्टीमनी की अपेक्षा कम तापक्रम पर ही गलता है।

क-उपसमूह में परमाणुभार ज्यों ज्यों बढ़ता है, द्रवणांक और क्वथनांक भी क्रमशः बढ़ते जाते हैं, पर आपेक्षिक ताप कम होता जाता है।

रासायनिक गुण—पाँचवें समूह के इन तत्वों की क्रियाशीलता निम्न बातों से स्पष्ट हो जायगी—

(१) नाइट्रोजन निष्क्रिय गैस है, और शीघ्र ही अन्य तत्वों से योग में नहीं आता है। यह मुक्त अवस्था में पाया जाता है। पर फॉस्फोरस मुक्त अवस्था में नहीं मिल सकता। यह इतना क्रियाशील है, कि इसे पानी में रखना पड़ता है। नाइट्रोजन तो ऑक्सीजन के साथ हवा में अनन्त काल तक बिना संयुक्त हुये रह जाता है, पर फॉस्फोरस हवा में जल उठता है। आर्सेनिक,

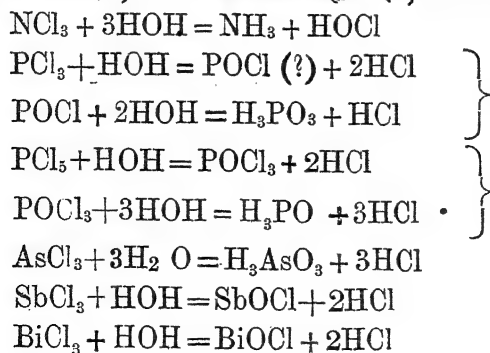
एंटीमनी और बिसमथ फॉस्फोरस के समान क्रियाशील नहीं है, फिर भी ये अन्य तत्त्वों के साथ संयुक्त हो सकते हैं। प्रकृति में मुक्तावस्था में नहीं मिलते।

(२) नाइट्रोजन धातुओं के साथ नाइट्राइड बनाता है, सिलिकन और कार्बन के साथ भी नाइट्राइड और सायनोजन देता है। फॉस्फोरस फॉस्फाइड बनाते हैं। पर नाइट्राइड फॉस्फाईडों की अपेक्षा अधिक स्थायी हैं। आर्सेनाइड और भी कम स्थायी हैं। एंटीमनी और बिसमथ तो धातुओं के साथ मिश्रधातु देते हैं।

(३) हाइड्रोजन के योग से नाइट्रोजन स्थायी अमोनिया, NH_3 , देता है। फॉस्फीन, PH_3 , और आर्सेन, AsH_3 , इसकी अपेक्षा कम स्थायी हैं, पर स्टिबीन, SbH_3 , और भी कम। बिसमथ हाइड्राइड का अस्तित्व संदिग्ध है। नाइट्रोजन और फॉस्फोरस के और भी कई हाइड्राइड बनते हैं जैसे N_2H_4 , P_2H_4 आदि।

अमोनिया पानी के साथ अमोनियम हाइड्रॉक्साइड, NH_4OH , नामक क्षार देती है। इसके यौगिक अमोनियम यौगिक कहलाते हैं जैसे NH_4Cl , पर फॉस्फीन अति निर्बल क्षार, PH_4OH , देता है जिसके कुछ फॉस्फोनियम यौगिक भी प्रसिद्ध हैं। पर दूसरे तत्त्वों के हाइड्राइड, AsH_3 और SbH_3 , अम्लों से संयुक्त होकर आर्सेनियम आदि यौगिक नहीं देते।

(४) क्लोरीन के योग से नाइट्रोजन और फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और फॉस्फोरस पंच-क्लोराइड भी $[NCl_3, PCl_3, NCl_5 (?), PCl_5]$ देते हैं। इनके ऑक्सिक्लोराइड, $NOCl, POCl, NOCl_3, POCl_3$, भी ज्ञात हैं। आर्सेनिक का क्लोराइड भी ज्ञात है पर यह कम क्रियाशील है। इसका पंचक्लोराइड नहीं बनता (AsF_5 अवश्य बना है), एंटीमनी के त्रि-और पंचक्लोराइड दोनों ज्ञात हैं। उद्विच्छेदित होने पर ऑक्सिक्लोराइड, $SbOCl$, भी देते हैं। बिसमथ के त्रिक्लोराइड, $BiCl_3$ और ऑक्सिक्लोराइड, $BiOCl$, प्रसिद्ध हैं।



नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड के उदविच्छेदन से अमोनिया मिलती है, पर अन्यो के उदविच्छेदन से फॉस्फोरस ऐसिड और आर्सेनियस ऐसिड मिलते हैं। एंटीमनी और बिसमथ के सफेद ऑक्सिकलोराइड अवक्षिप्त हो जाते हैं।

(५) नाइट्रोजन का एक सलफाइड, N_4S_4 , ज्ञात है, पर यह प्रसिद्ध नहीं है। फॉस्फोरस के कई सलफाइड, P_2S_5 , P_4S_7 और P_4S_8 , ज्ञात हैं, जिनमें पंच सलफाइड P_2S_5 , अधिक प्रसिद्ध है। आर्सेनिक के भी तीन सलफाइड, As_2S_2 (रिअल्गर), As_2S_3 (आर्पिमेंट) और As_2S_5 प्रसिद्ध हैं। ये प्रकृति में भी पाये जाते हैं और लवणों के विलयनों में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करके भी बनाये जा सकते हैं। एंटीमनी के दो सलफाइड Sb_2S_3 और Sb_2S_5 , भी आर्सेनिक के सलफाइडों के साथ अवक्षिप्त होते हैं। बिसमथ का एक ही सलफाइड, Bi_2S_3 , प्रसिद्ध है जो काले रंग का है, और हाइड्रोजन सलफाइड के योग से बनाया जा सकता है।

(६) नाइट्रोजन से नाइट्रेट, फॉस्फोरस से फॉस्फेट, आर्सेनिक से आर्सेनेट और एंटीमनी से कुछ एंटीमनेट प्रसिद्ध हैं। बिसमथ से इस प्रकार बिसमुथेट बहुत ही कम बनते हैं। बिसमथ के लवण—कार्बोनेट, सलफेट, नाइट्रेट आदि प्रसिद्ध हैं, पर अन्य तत्त्वों के ऐसे लवण नहीं बनते।

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु उपक्रम—हम यहाँ पाँचवें समूह के तत्त्वों का ऋणाणु उपक्रम देते हैं। क—उप समूह के तत्त्वों का अलग दिया जायगा और शेष का एक साथ।

N—नाइट्रोजन (७)— $1s^2. 2s^2. 2p^3$.

P—फॉस्फोरस (१५)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^3$.

As—आर्सेनिक (३३)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^3$

Sb—एंटीमनी (५१)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^4. 4d^{10}. 5s^2. 5p^3$.

Bi—बिसमथ (८३)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^4. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^4. 5d^{10}.$

$6s^2. 6p^3$.

इस उपक्रम से यह स्पष्ट है, कि इन सब तत्त्वों के बाह्यतम कक्ष में $s^2 p^3$ ऋणाणु हैं। इसलिए इनकी संयोज्यता अधिक से अधिक ५ है। कभी कभी संयोज्यता केवल p^3 ऋणाणुओं के कारण होती है, अतः संयोज्यता ३ हो जाती है। नाइट्रोजन में बाह्यतम कक्ष के पहले का कक्ष

($1s^2$) पूर्णतः संतृप्त है, और फॉस्फोरस में भी ऐसा ही है ($2s^2 \cdot 2p^4$), आर्सेनिक में भी ($3s^2 \cdot 3p^4 \cdot 3d^{10}$) संतृप्त है। पर एंटीमनी और बिसमथ में बाह्यतम कक्ष से पहले के कक्ष ($4s^2 \cdot 4p^4 \cdot 4d^{10}$ एंटीमनी में, और $5s^2 \cdot 5p^4 \cdot 5d^{10}$ बिसमथ में) संतृप्त नहीं हैं। इनमें अभी और ऋणाणु आ सकते हैं। इसी कारण एंटीमनी और बिसमथ के गुण फॉस्फोरस और आर्सेनिक से भिन्न हैं।

क—उपसमूह के तत्त्वों का ऋणाणु-उपक्रम निम्न प्रकार है—

V—वेनेडियम (२३)— $1s^2 \cdot 2s^2 \cdot 2p^6 \cdot 3s^2 \cdot 3p^4 \cdot 3d^3 \cdot 4s^2$.

Nb—नायोबियम (४१)— $1s^2 \cdot 2s^2 \cdot 2p^6 \cdot 3s^2 \cdot 3p^4 \cdot 3d^{10} \cdot 4s^2 \cdot 4p^4 \cdot 4d^4 \cdot 5s^2$.

Ta—टैंग्स्टेलम (७३)— $1s^2 \cdot 2s^2 \cdot 2p^6 \cdot 3s^2 \cdot 3p^4 \cdot 3d^{10} \cdot 4s^2 \cdot 4p^4 \cdot 4d^{10} \cdot 4f^{14} \cdot 5s^2 \cdot 5p^4 \cdot 5d^3 \cdot 6s^2$.

वेनेडियम और टैंग्स्टेलम के बाह्यतम कक्ष पर २ ऋणाणु s^2 स्थिति के हैं। इसी कक्ष के पूर्व वाली कक्षा पर $s^2 p^4 d^3$ स्थिति है जिसमें उपकक्ष d भी संतृप्त नहीं है। इस दृष्टि से ये तत्त्व ख समूह के तत्त्वों से भिन्न हैं। नायोबियम में थोड़ी सा भिन्नता है।

नाइट्रोजन, N

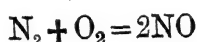
[Nitrogen]

नाइट्रोजन हवा में बहुत पाया जाता है। हवा का आयतन की दृष्टि से ७८.०६ प्रतिशत और भार की दृष्टि से ७५.५ प्रतिशत भाग नाइट्रोजन है। सन् १७७२ में रथरफोर्ड (D. Rutherford) ने हवा से ऑक्सीजन अलग कर के नाइट्रोजन पाया था। उसने हवा में फॉस्फोरस या कोयला जला कर ऑक्सीजन अलग किया। जलने पर जो गैसें बनीं उन्हें दारों के विलयनों में घोला गया। लेन्वाज़िये (Lavoisier) ने यह बताया कि यह नाइट्रोजन एक तत्त्व है। वस्तुतः इस तत्त्व का नाम उसने अज़ोट (azote) रक्खा था जिसका अर्थ निर्जीवन है (अ = नहीं, ज़ोइ = जीवन)। सन् १८२३ में चैपटल (Chaptal) ने इसका नाम नाइट्रोजन दिया।

नाइट्रोजन के प्रकृति में अनेक यौगिक प्रसिद्ध हैं, जैसे नाइट्रेट (शोरा), अमोनियम यौगिक, प्रोटीन पदार्थ (वनस्पति और जन्तु जगत में)। वनस्प-

लियाँ हवा के नाइट्रोजन को सीधा नहीं ले सकती हैं। हम लोग भी हवा से सीधा नाइट्रोजन नहीं ले सकते। साँस से जो नाइट्रोजन शरीर में जाता है, वह वैसे का वैसे ही बाहर निकल आता है। हमें नाइट्रोजन वनस्पतियों से प्राप्त होता है, और वनस्पतियों को भूमि से। भूमि में नाइट्रिकारक (nitrifying) जीवाणु होते हैं। ये अमोनियम यौगिकों को जो खाद या कार्बनिक पदार्थों के सड़ने पर बनते हैं, नाइट्रेटों में परिणत करते रहते हैं। साथ ही साथ भूमि में कुछ वि-नाइट्रिकारक (denitrifying) जीवाणु भी होते हैं। ये नाइट्रोजनिक यौगिकों को विभाजित करते रहते हैं, और इनके विभाजन पर जो नाइट्रोजन बनता है, वह वायुमंडल में फिर चला जाता है। इन वि-नाइट्रिकारक जीवाणुओं के कारण भूमि के नाइट्रोजन यौगिक सदा कम होते रहते हैं। इसीलिए यह आवश्यकता पड़ती है कि बाहर से ज़मीन को खाद दी जाय, अर्थात् इस प्रकार कम हुए नाइट्रोजन की पूर्ति की जाय।

नाइट्रोजन की पूर्ति के दो उपाय हैं। (१) बरसात में जब बिजली कड़कती है, तो ऊपर की हवा का कुछ नाइट्रोजन वहीं के ऑक्सीजन से संयुक्त होकर नाइट्रिक ऑक्साइड, NO , बनाता है, और अन्य भी ऑक्साइड बनते हैं।

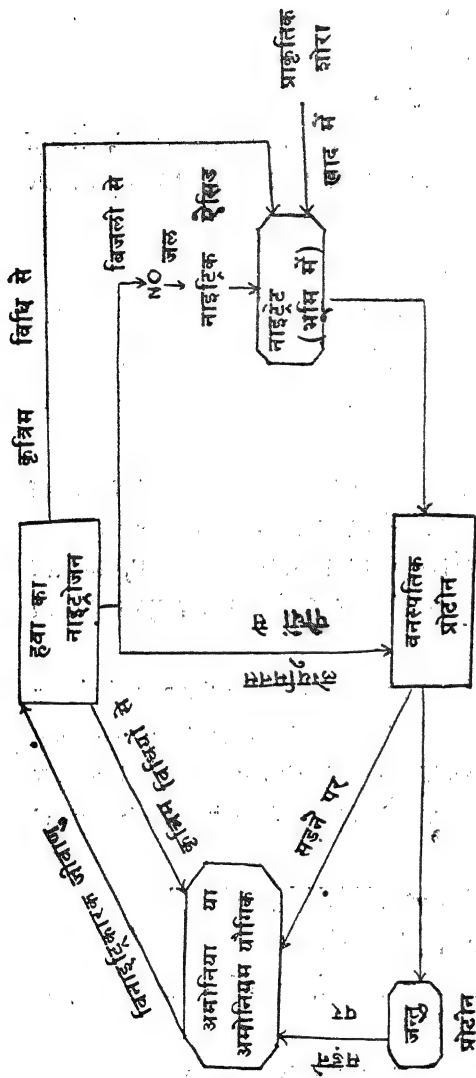


ये पानी में घुल कर जमीन पर आ जाते हैं। ज़मीन के द्वारा से मिल कर ये नाइट्रेट बनते हैं। इन नाइट्रेटों का उपयोग पौधे करते हैं।

(२) कुछ पौधे (लेगुमिनस) ऐसे भी हैं जिनकी जड़ों की गाँठों में कुछ जीवाणु ऐसे होते हैं, जो हवा से नाइट्रोजन सीधा ले सकते हैं। ये नाइट्रोजन को लेकर प्रोटीन में परिणत करते हैं, जो पौधों के काम आता है।

बहुत सा मूल्यवान नाइट्रोजन मल-मूत्र के रूप में नदी-नालों में बह कर अन्त में समुद्र में पहुँच जाता है। इस प्रकार हमारी ज़मीन हमेशा कमज़ोर होती रहती है। अतः इस बात की आवश्यकता पड़ती है, कि हम खेतों को बाहर से खाद देते रहें जिससे नाइट्रोजन के अभाव की पूर्ति होती रहे। यह खाद प्राकृतिक और कृत्रिम दो प्रकार की होती है। प्राकृतिक खाद तो गोबर, पत्ती, खून, कूड़ा-कचड़ा आदि से तैयार होती है। कृत्रिम खाद में रसायन-शाला में तैयार यौगिकों का प्रयोग किया जाता है। इनमें शोरा (NaNO_3 और KNO_3), अमोनियम लवण, सायनेमाइड आदि उल्लेखनीय हैं।

नाइट्रोजन चक्र



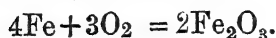
चित्र ८९—वायु से नाइट्रोजन

नाइट्रोजन बनाने की विधियाँ—(१) हवामें नाइट्रोजन के साथ ऑक्सीजन (२३.२१ भार से), और १.३% आर्गन है। थोड़ा सा कार्बन दिऑक्साइड भी रहता है। यदि पायरो-गैलोल और चार के विलयन में होकर हवा प्रवाहित करें, तो ऑक्सीजन और कार्बन दिऑक्साइड विलयन में घुल जायेंगे और नाइट्रोजन बच रहेगा। इसमें १.३% के लगभग आर्गन भी रहेगा।

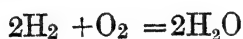
(२) हवा से नाइट्रोजन प्राप्त करने की दूसरी विधि यह है—पहले कास्टिक पोटाश के विलयन में इसे बुदबुदा कर इसका कार्बन दिऑक्साइड अलग कर लो और फिर सान्द्र सलफ्यूरिक ऐसिड में बुदबुदा कर पानी अलग कर लो। अब इसे रक्ततप्त ताँबे या लोहे के

चूर्ण पर प्रवाहित करो। ऐसा करने पर ऑक्सीजन ताँबे या लोहे से संयुक्त

होकर क्यूप्रिक या फेरिक ऑक्साइड बनावेगा, शुद्ध नाइट्रोजन बचा रहेगा (आर्गन इसमें भी रहता है) ।



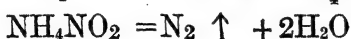
(३) हवा और हाइड्रोजन के मिश्रण में आग लगा दी जाय, तो हवा का ऑक्सीजन हाइड्रोजन से संयुक्त होकर पानी बनावेगा । नाइट्रोजन शेष रह जायगा ।



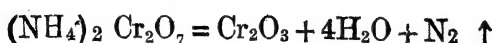
(४) बन्द बर्तन में यदि फॉस्फोरस जलाया जाय तो यह ऑक्सीजन से संयुक्त होकर फॉस्फोरस पंचोक्साइड देगा । इसका धूम पानी में बहुत विलेय है, अतः फॉस्फोरिक एसिड के रूप में इसे घोल लेने पर हवा का नाइट्रोजन शेष रह जावेगा ।

(५) यदि सम्पूर्ण हवा को द्रवीभूत किया जाय और फिर द्रव हवा का आंशिक वाष्पीकरण करें, तो ऑक्सीजन और नाइट्रोजन अलग अलग तापक्रमों पर उड़ेंगे, द्रव नाइट्रोजन का क्वथनांक— 195° है, और द्रव ऑक्सीजन का— 182.5° । इस विधि से ९९.५ प्रतिशत शुद्ध नाइट्रोजन प्राप्त किया जा सकता है ।

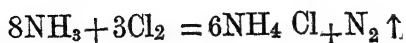
रासायनिक विधियाँ—(१) अमोनिया या अमोनियम यौगिकों के उपचयन से नाइट्रोजन प्राप्त होता है । सबसे सरल विधि तो अमोनियम क्लोराइड और सोडियम नाइट्राइट के मिश्रण को गरम करने की है । विनिमय से जो अमोनियम नाइट्राइट बनता है, वह गरम करने पर विभाजित हो जाता है—



(२) अमोनियम बिक्रोमेट को गरम करने पर ज़ोरों से प्रतिक्रिया होती है और नाइट्रोजन निकलता है—



(३) यदि क्लोरिन गैस सान्द्र अमोनिया के विलयन में होकर प्रवाहित की जाय तो नाइट्रोजन बनता है—

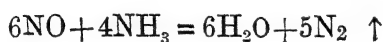


यह आवश्यक है कि अमोनिया आधिक्य में हो, नहीं तो नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड, NCl_3 , बन जावेगा।

(४) ब्लीचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण) भी अमोनिया का शीघ्र उपचयन करता है। गरम करने पर नाइट्रोजन निकलता है।

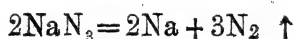


(५) शुद्ध नाइट्रोजन नाइट्रिक ऑक्साइड और अमोनिया के योग से बनता है। ताँबे और नाइट्रिक एसिड को गरम करके जो नाइट्रिक ऑक्साइड बना, उसे अमोनिया के विलयन में प्रवाहित करना चाहिये—



इस प्रकार बनी गैस को क्रमशः हलके सल्फ्यूरिक एसिड में, गलाये हुये पोटाश में, सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में और अन्त में रक्ततप्त ताँबे की जाली पर प्रवाहित करके शुद्ध कर लिया जाता है।

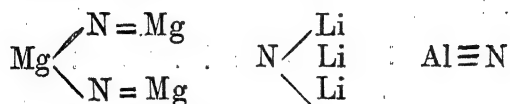
(६) सोडियम ऐज़ाइड को गरम करके भी अतिशुद्ध नाइट्रोजन बनता है—



नाइट्रोजन के गुण—यह नीरंग, निःस्वाद और निर्गन्ध गैस है। यह न तो श्वास में सहायक है, और न वस्तुओं के जलने में, पर यह विषैली नहीं है। यह चूने के पानी को भी धुंधला नहीं करती, यह पानी में बहुत ही कम विलेय है, और लिटमस पर इसका प्रभाव नहीं होता। इसका चरम तापक्रम (critical temp.)— 140.13° , और चरम दाब 33.45 वायु मंडल है। द्रव नाइट्रोजन नीरंग होता है, कथनांक— 145.1° , घनत्व 0.8082 । इसे बेगपूर्वक उड़ा देने पर ठोस नाइट्रोजन मिलता है जो बर्फ का सा होता है। इसका द्रवणांक— 212.5° । 76 mm दाब है। शुद्ध नाइट्रोजन गैस का घनत्व 1.2506 ग्राम प्रति लीटर है। वायुमंडल से प्राप्त नाइट्रोजन 0.8 प्रतिशत अधिक भारी है क्योंकि इसमें आर्गन आदि अन्य गैसों भी हैं।

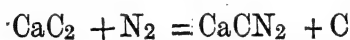
नाइट्रोजन निष्क्रिय गैस है, पर फिर भी यह ऑक्सीजन, हाइड्रोजन, बोरन, सिलिकन, टंगस्टन, टाइटेनियम, मैंगनीज, वेनेडियम, कैल्सियम,

बेरियम, मैगनीशियम और लीथियम से संयुक्त हो जाता है। यह द्वार या बेराइटा की उपस्थिति में कार्बन से संयुक्त होकर सायनाइड, जैसे NaCN , बनाता है। नाइट्रोजन और धातुओं के योग से जो यौगिक बनते हैं उन्हें नाइट्राइड कहते हैं।— AlN , Mg_3N_2 , Ca_3N_2 , Li_3N । इन यौगिकों में नाइट्रोजन की संयोज्यता +३ है—



इसमें से कुछ नाइट्राइड तो धातु को नाइट्रोजन में गरम करने पर ही बनते हैं, जैसे नाइट्रोजन में मैगनीशियम जला कर, पर कुछ अन्य विधियों से बनाये जाते हैं।

रक्ततप्त कैल्सियम कार्बाइड और नाइट्रोजन के योग से कैल्सियम सायनेमाइड, CaCN_2 , बनता है—



सक्रिय नाइट्रोजन (Active Nitrogen)—अनेक अन्वेषकों ने इस बात का निरीक्षण किया था कि यदि कम दाब पर के नाइट्रोजन में आवेश बेठन (induction coil) से विसर्ग (discharge) प्रवाहित किया जाय तो कभी कभी एक चमकदार पीली आभा दिखायी देती है। विसर्ग बन्द कर देने पर भी यह आभा कुछ देर तक बनी रहती है। सन् १८११ में स्ट्रूट (Strutt) ने इस आभा की विस्तृत गवेषणा की। उसने यह देखा कि नाइट्रोजन इस स्थिति में विशेष क्रियावान हो जाता है। साधारण नाइट्रोजन से जो प्रतिक्रियायें नहीं हो सकतीं, उनमें से अनेक इस नाइट्रोजन से होने लगती हैं। इस नाइट्रोजन का नाम सक्रिय नाइट्रोजन (active nitrogen) रक्खा गया है।

इसे बनाने के लिये एक लम्बी शून्य नली ली जाती है जिसमें एक गोलनुमा पात्र भी संयुक्त रहता है। यह नली आगे के सिरे पर शून्यक पम्प से भी संयुक्त रहती है। हलके दाब पर शुद्ध नाइट्रोजन इस नली में होकर प्रवाहित किया जाता है। लीडन जार बैटरी से शून्य नली में विसर्ग प्रवाहित करते हैं। जब दाब काफी कम होता है, जैसे ही नाइट्रोजन गोलनुमा पात्र में पहुँचता है, यह पीला चमकता भँवरदार बादल सा प्रतीत होता है। यह सक्रिय नाइट्रोजन है।

सक्रिय नाइट्रोजन की आयु कुछ क्षणों की ही होती है अतः इसे बेलनों में भरा नहीं जा सकता। इससे जो भी प्रतिक्रियाये करनी हों वे गोलनुमा बर्तन में ही की जानी चाहिये, जिस समय इसमें से सक्रिय नाइट्रोजन आ रहा है।

गरम करने पर सक्रिय नाइट्रोजन की आभा मिट जाती है पर द्रव वायु से ठंडा करने पर यह आभा बढ़ जाती है। कुछ लोगों की धारणा है कि यह आभा सक्रिय नाइट्रोजन के कारण नहीं बल्कि ऑक्सीजन के सूक्ष्म अंश के कारण है। यदि नाइट्रोजन को तप्त ताँबे पर प्रवाहित करके शून्य नली में प्रवाहित किया जाय तो आभा नहीं आती, पर यदि इसमें थोड़ा सा भी ऑक्सीजन मिला दिया जाय तो फिर प्रकट होने लगती है।

सक्रिय नाइट्रोजन की आभा को यदि स्पेक्ट्रोस्कोप में देखा जाय तो सके चित्र में हरी, पीली और लाल पट्टियाँ दिखायी देंगी।

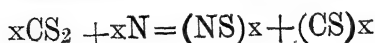
यदि नाइट्रोजन में थोड़ी सी पारे की भाप मिली हो तो आभा मन्दी पड़ जाती है, पर यदि थोड़ा सा ऑक्सीजन मिला कर पारे का उपचयन कर दिया जाय तो आभा फिर पूर्ववत् हो जाती है। सम्भवतः आभा ऑक्सीजन के न रहने पर इसीलिये प्रत्यक्ष नहीं होती कि शून्यक पम्प से पारे की थोड़ी सी भापें नाइट्रोजन में मिल जाती हैं। यह आभा वस्तुतः सक्रिय नाइट्रोजन की ही है, ऑक्सीजन के कारण नहीं।

सक्रिय नाइट्रोजन में गरम करने पर आयोडीन, गन्धक और सोडियम विस्फुरण (phosphorescence) देते हैं। पारा इस नाइट्रोजन के योग से नाइट्राइड देता है, कार्बनिक पदार्थ प्रतिक्रिया करके सायनाइड देते हैं। ऑक्सीजन, मेथेन, एथिलीन, कार्बन द्विआक्साइड, हाइड्रोजन सल्फाइड आदि अपद्रव्य इस आभा के बनने में सहायक होते हैं।

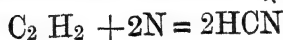
लेविस (Lewis) ने देखा कि सक्रिय नाइट्रोजन के योग से यूरैनियम नाइट्रेट, ज़िंक सल्फाइड और पार्थिव क्षारों के क्लोराइडों में हरा या नील-हरा विस्फुरण पैदा हो जाता है। पर सोडियम आदि क्षार तत्त्वों के हैलाइडों में विस्फुरण नहीं होता। ऐल्यूमीनियम क्लोराइड विस्फुरण देता है, पर ब्रोमाइड नहीं। लीथियम और बेरीलियम भी आभा देते हैं, पर द्वितीय समूह के तत्त्वों के सल्फाइड और आक्साइड आभा नहीं देते।

आयोडीन वाष्पों के योग से सक्रिय नाइट्रोजन चमकीली नीली ज्वाला

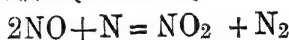
देता है और गन्धक वाष्प के योग से हलकी नीली। सल्फर क्लोराइड और सक्रिय नाइट्रोजन की प्रतिक्रिया से पीला नाइट्रोजन सल्फाइड बनता है। और कार्बन ट्रेससल्फाइड के योग से नीला नाइट्रोजन सल्फाइड (NS)_x



हाइड्रोकार्बनों के योग से सक्रिय नाइट्रोजन हाइड्रोसायनिक एसिड देता है—



नाइट्रिक ऑक्साइड के योग से हरित-पीली ज्वाला निकलती है और नाइट्रोजन परीक्साइड बनता है—

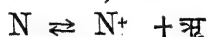


यदि पीले फॉस्फोरस को सक्रिय नाइट्रोजन के सम्पर्क में लाया जाय तो यह लाल फॉस्फोरस हो जाता है।

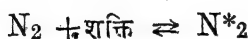
निम्न धातुयें सक्रिय नाइट्रोजन के योग से नाइट्राइड बनाती हैं—पारा, जस्ता, कैडमियम और सोडियम। स्टैनिक क्लोराइड के साथ वंग नाइट्राइड बनता है।

सक्रिय नाइट्रोजन क्या है ?—(१) स्ट्रूट (Strutt) की धारणा के अनुसार साधारण नाइट्रोजन और सक्रिय नाइट्रोजन में वही सम्बन्ध है जो ऑक्सीजन और ओज़ोन में, पर सक्रिय नाइट्रोजन साधारण नाइट्रोजन का बहुरूपी रूपान्तर नहीं है। सम्भवतः यह परमाणविक नाइट्रोजन हो— $N_2 \rightleftharpoons 2N$ । विद्युत् विसर्ग के योग से नाइट्रोजन अणु परमाणुओं में परिणत हो जाते हैं, और ये परमाणु अधिक क्रियाशील होते हैं।

(२) डूफू (Duffieux) का कहना है कि नाइट्रोजन परमाणु जब आयनीकृत हो जाते हैं, तो सक्रिय नाइट्रोजन मिलता है—

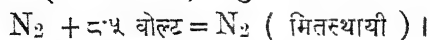


(३) धार (Dhar) के मतानुसार विद्युत् विसर्ग के समय नाइट्रोजन अणु ही कुछ शक्ति और लेकर उच्चतर तल का सक्रिय अणु बन जाता है। यह फिर जब अपने मूल तल पर आता है, उस समय यह शक्ति विसर्जित होती है—



इस प्रकार सक्रिय नाइट्रोजन में नाइट्रोजन अणु का न तो परमाणु बनता है और न आयन। जिस समय मूल तल पर लौटते समय शक्ति का विसर्जन होता है, नाइट्रोजन अणुओं में आभा प्रकट हो जाती है।

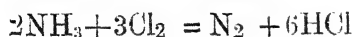
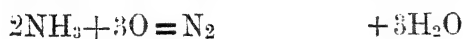
(४) सहा (Saha) के विचारानुसार सक्रिय नाइट्रोजन में नाइट्रोजन के मित-स्थायी (metastable) अणु हैं जिनमें ८.५ वोल्ट शक्ति है ।



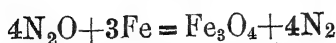
सहा और सूर ने सक्रिय नाइट्रोजन की रश्मिपट्टियों का निरीक्षण करके स्पष्ट किया कि इनमें न आयनीकृत नाइट्रोजन अणु (N_2^+) नहीं है, पर अनायनित नाइट्रोजन अणु (N_2) अवश्य है । स्ट्रूट ने भी बाद को इन धारणाओं की पुष्टि की । सक्रिय नाइट्रोजन में शक्ति मात्रा २६-३६ किलो-केल्वी प्रति अणु है । पर इसे परमाणुओं में परिणत करने के लिये ३००-४०० किलोकेल्वी शक्ति की आवश्यकता है । स्ट्रूट और फाउलर (Fowler) ने यह भी दिखाया कि यदि इतना प्रबल विद्युत् विसर्ग नाइट्रोजन में प्रवाहित किया जाय कि जो नाइट्रोजन अणुओं को परमाणुओं में परिणत कर सके, तो उस समय सक्रिय नाइट्रोजन की आभा नहीं मिलती ।

अतः धार और सहा की धारणा के अनुसार से यह नाइट्रोजन मितस्थायी स्थिति का शक्तियुक्त नाइट्रोजन अणु ही है ।

नाइट्रोजन का परमाणुभार—नाइट्रोजन के एक अणु में २ परमाणु हैं । यह इस बात से स्पष्ट है कि जब २ आयतन अमोनिया क्लोरीन या ऑक्सीजन के साथ विस्फुटित किये जाते हैं तो एक आयतन नाइट्रोजन बनता है—



नाइट्रोजन गैस के स्थिर दाब पर के आपेक्षिक ताप और स्थिर आयतन पर के आपेक्षिक ताप की विषयिता (C_p/C_v) ०° पर १.४०८ है । यह भी सिद्ध करती है कि इस गैस के अणु द्विपरमाणुक (diatomic) हैं । शुद्ध नाइट्रोजन गैस का वाष्पघनत्व १.४ है और इस लिये अणुभार २८ है । इस आधार पर भी इसका परमाणुभार १४ निकलता है । नाइट्रोजन के अन्य वाष्पशील यौगिकों के वाष्पघनत्व के आधार पर भी परमाणुभार इतना ही है । नाइट्रोजन के ऑक्साइड में कितनी मात्रा नाइट्रोजन की है, यह बात भी जान कर यही सिद्ध होता है । यदि बन्द बर्तन में नियत मात्रा N_2O की ले कर तौले हुये लोहे के तार में विजली प्रवाहित करके गरम किया जाय और फिर यह निकाला जाय कि लोहे के तार के भार में कितनी वृद्धि हुई, तो मालूम हो जायगा कि N_2O का उक्त मात्रा में कितना ऑक्सीजन है—



५.६२६६ ग्राम नाइट्रस ऑक्साइड ने लोहे के तार में २.०४५४ ग्राम की वृद्धि की।

$$\frac{\text{N}_2\text{O}}{\text{O}} = \frac{५.६२६६}{२.०४५४}$$

यदि नाइट्रोजन का परमाणुभार y हो तो $\frac{२y + १६}{१६} = \frac{५.६२६६}{२.०४५४}$

$$\therefore y = १४.००८$$

रिचार्ड्स के इस प्रकार के प्रयोगों से स्पष्ट हो गया कि नाइट्रोजन का परमाणुभार १४.००८ है।

नाइट्रोजन के हाइड्राइड—नाइट्रोजन के तीन हाइड्राइड उल्लेखनीय हैं—

(१) अमोनिया— NH_3

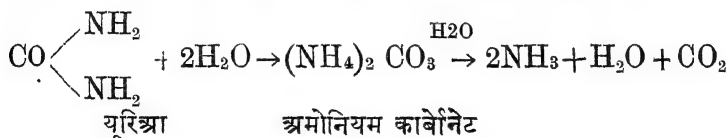
(२) हाइड्रोजीन— N_2H_4

(एज़ोइमाइड)

(३) हाइड्रोजोइक एसिड— N_3H

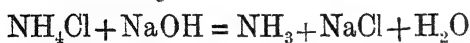
इनके अतिरिक्त कार्बनिक यौगिकों में N_2H_2 (द्विइमाइड) और N_4H_4 (वुज़ीलीन) भी पाये गये हैं।

अमोनिया (Ammonia)—चूना और नौसादर को गरम करके अमोनिया प्राप्त करना बहुत दिनों से लोगों को ज्ञात रहा है। प्रीस्टले (Priestley) ने यह गैस शुद्ध रूप में पारे के ऊपर इकट्ठा की। कार्बनिक पदार्थों के सड़ने पर अमोनिया पैदा होती है। यदि मूत्र थोड़ी देर रक्खा रहे तो उसमें से भी अमोनिया की गन्ध निकलती है। मूत्र से पहले यूरिया बनता है जो जीवाणुओं की प्रतिक्रिया से अमोनियम कार्बोनेट में परिणत हो जाता है। यह पानी द्वारा उद्विच्छेदित होकर अमोनिया देता है—



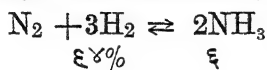
घोड़ों के अस्तबलों में भी इसी की गन्ध आती है।

प्रयोगशाला में अमोनिया अमोनियम लवणों और क्षारों के प्रयोग से बनायी जाती है—



अमोनिया वायु मंडल में थोड़ी बहुत सदा रहती है, क्योंकि भूमि पर कार्बनिक पदार्थों की सड़न से यह बन कर ऊपर जाती है। कोयला, सींच, खुर, हड्डियों आदि पदार्थों के विच्छेदक स्रवण पर भी यह बनती है। यदि इन पदार्थों में सोडा-लाइम (बरी का चूना और कास्टिक सोडा का मिश्रण) स्रवण करने से पूर्व मिला लिया जाय तो और अधिक अमोनिया निकलेगी।

सन् १८४० में रेन्यो (Regnault) ने देखा कि यदि नाइट्रोजन और हाइड्रोजन गैसों के मिश्रण में विद्युत् चिनगारी प्रवाहित की जाय, तो दोनों तत्त्व संयुक्त होकर अमोनिया बनाते हैं—



सन् १८६४ में डेविल (Deville) ने भी इसका समर्थन किया। यह प्रतिक्रिया उत्कर्मणीय है। साम्यता उस समय स्थापित हो जाती है जब अमोनिया ६% होती है, और ६४% दोनों तत्त्वों का मिश्रण होता है।

हाबर विधि (Haber's Process)—सन् १९०५ में जर्मन देश के विख्यात वैज्ञानिक हाबर (Haber) ने नाइट्रोजन और हाइड्रोजन के योग से अमोनिया बनने की प्रतिक्रिया का गम्भीर अध्ययन किया।



१ आय. ३ आय. २ आय.

• क्योंकि १ आयतन नाइट्रोजन और आयतन हाइड्रोजन के मिश्रण से केवल २ आयतन अमोनिया बनती है (अर्थात् प्रतिक्रिया में आयतन का ंकोचन होता है), अतः यह स्पष्ट है कि गैसों का दाब बढ़ाने पर अमोनिया अधिक बनेगी (साम्यता अमोनिया की अधिक मात्रा पर स्थापित होगी)।

उपयुक्त प्रतिक्रिया में ताप का विसर्जन होता है, अतः ले-शेटलिये और ब्रौन (Le-Chatelier and Braun) के सिद्धान्त के अनुसार ज्यों ज्यों तापक्रम बढ़ेगा, अमोनिया की मात्रा कम होती जायगी। पर यह देखा गया है कि यदि तापक्रम बहुत ऊँचा रक्खा जाय (१०००° से ऊपर) तो प्रतिक्रिया में ताप का शोषण होता है, अतः इस अवस्था में यदि तापक्रम बढ़ाया जाय तो अधिक अमोनिया बनेगी। यही बात है कि बिजली की चिनगारी के योग से नाइट्रोजन हाइड्रोजन के संयुक्त होकर अमोनिया देता है।

व्यापारिक मात्रा में नाइट्रोजन और हाइड्रोजन के योग से काफी अमोनिया बनने के लिये तीन बातों की आवश्यकता है। (१) जितना कम तापक्रम रक्खा जा सके उतना अच्छा है, (२) दाब जितना अधिक हो उतना ही अच्छा है, (३) उचित उत्प्रेरकों से सहायता ली जाय।

बहुधा बहुत शुद्ध नाइट्रोजन और हाइड्रोजन का मिश्रण १००-२०० वायु मंडल दाब पर लिया जाता है। क्लौड (Claude) की विधि में १००० वायु मंडल तक दाब रखते हैं। उत्प्रेरक बहुधा लोहा होता है, जिसे मॉलेबडीनम के समान उत्तेजकों (promoters) द्वारा और क्रियाशील बनाया जाता है। अमोनिया जैसे ही बनती है, ठंडा करके दूसरे स्थल पर द्रवीभूत कर ली जाती है, अथवा इसे पानी में घोल लिया जाता है।

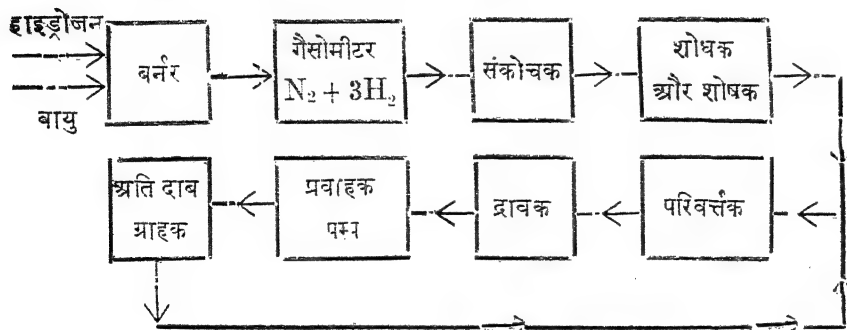
निम्न सारणी में दाब और तापक्रम का प्रभाव दिखाया गया है—

	१	१०	१००	२००	३००	१००० वायुमंडल दाब
तापक्रम						
४००°	—	३.८५	२.५	—	४७	८०
५००°	—	१.२	१०.६	—	२६.४	५७.५
५५०°	२.०७७	—	६.८	११.९	—	—
६००°	—	०.५	४.५	—	१४	३१.५
६५०°	०.०३२	—	३.०३	५.७१	—	—
७००°	—	०.०३	२.२	—	७.३	१३
७५०°	०.०१६	—	१.५४	२.६६	—	—
८५०°	०.००६	—	०.८७४	१.६८	—	—
९५०°	०.००५	—	०.५४२	१.०७	—	—

इस सारणी में अमोनिया की प्रतिशतता आयतन की दृष्टि से दिखायी गयी है। सन् १९१० में हावर की विधि का उपयोग जर्मनी की बौडिश कंपनी (Baudische) ने आरंभ किया। सन् १९१६ से ५००,००० टन अमोनियम सल्फेट इस विधि से बनाया गया। इस प्रतिक्रिया में क्रोमइस्पात अथवा यूरेनियम भी अच्छे उत्प्रेरक सिद्ध हुये हैं। हाइड्रोजन बहुधा जल-गैस (water gas) से (अर्थात् तप्त कोयले पर पानी की भाप प्रवाहित करके) प्राप्त किया जाता है और द्रव वायु से नाइट्रोजन। नाइट्रोजन और हाइड्रोजन २००-

८०० वायु मंडल पर संकुचित किये जाते हैं। फिर यह मिश्रण इस्पात के एक सुदृढ़ पात्र में प्रवाहित किया जाता है जिसके भीतर एक और पात्र होता है जिसमें उत्प्रेरक होता है और जिसे बिजली से गरम करते हैं। पात्र से बाहर निकले मिश्रण में अमोनिया, हाइड्रोजन और नाइट्रोजन का मिश्रण होता है। इसे ठंडा करने पर अमोनिया द्रवीभूत हो जाती है। शेष बचा नाइट्रोजन और हाइड्रोजन का मिश्रण फिर उत्प्रेरकों पर प्रवाहित किया जाता है।

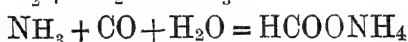
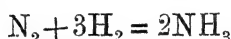
नीचे आयोगना का चित्र दिया जाता है—



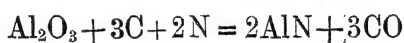
हाइड्रोजन और वायु मिश्रण उचित अनुपात में जब बर्नर में आता है और यहाँ विद्युत् चिनगारी द्वारा जलाया जाता है, तो वायु के सब ऑक्सीजन से कुछ हाइड्रोजन संयुक्त होकर पानी बनता है। इस प्रकार ऑक्सीजन अलग हो जाता है, और नाइट्रोजन और हाइड्रोजन का मिश्रण बच रहता है। इस मिश्रण में भाप और हवा की कुछ अशुद्धियाँ रहती हैं। मिश्रण को गैसोमीटर में ले जा कर दोनों गैसों का अनुपात ठीक करते हैं, फिर संकोचक में संकुचित करके दाब बढ़ाते हैं। फिर शोधक और शोषक में गैस की अशुद्धियाँ दूर करते हैं, और बासी की भाप भी अलग करते हैं—इसके बाद मिश्रण को परिवर्त्तक में भेजते हैं जो तीन इंच मोटा इस्पात के मिश्रधातु का होता है। इसके भीतर उत्प्रेरक से भरा हुआ एक पात्र और होता है और गैस इस पात्र के बाहर चारों ओर चक्कर लगाती है। इस परिवर्त्तक में एक ताप-नियंत्रक (heat interchanger) होता है जो बाहर आने वाली गैसों से गरमी लेकर भीतर आने वाली गैसों को देता है। इस परिवर्त्तक में एक तारकुंडली बीचोबीच होकर जाती है जिसे बिजली से गरम करते हैं।

प्रतिक्रिया में जो अमोनिया बनती है वह द्रावक में ठंडा करके द्रवीभूत कर ली जाती है। फिर शेष बचे नाइट्रोजन-हाइड्रोजन के मिश्रण को प्रवाहक पम्प (circulating pump) द्वारा परिवर्तक में भेज देते हैं। इस प्रकार यह प्रतिक्रिया चलती रहती है।

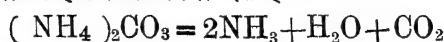
अमोनिया बनाने की श्लूटियस विधि (Schlutiuss process)—इस प्रतिक्रिया में अर्ध-जल-गैस को सजल प्लैटिनम पर प्रवाहित करते हैं, और फिर मूक विसर्ग (silent discharge) द्वारा प्रतिकृत करते हैं, अर्ध-जल-गैस हवा और भाप के मिश्रण को तप्त कोयले पर प्रवाहित करके बनायी जाती है। इसमें हाइड्रोजन, कार्बन एक्साइड और कार्बन द्विऑक्साइड का मिश्रण होता है। यदि तापक्रम 400° के नीचे हो तो अमोनिया बनती है और इस तापक्रम पर कार्बन के ऑक्साइड प्रतिक्रिया करके फॉर्मेट और बाइकार्बोनेट भी बनाते हैं।



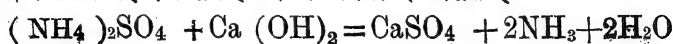
अमोनिया बनाने की सरपेक विधि (Serpek process)—इस विधि में वायुमंडल का नाइट्रोजन तप्त बौक्साइट और कार्बन के संपर्क में लाया जाता है। इस प्रकार ऐल्ब्यूमीनियम नाइट्राइड बनता है। यह नाइट्राइड पानी के योग से अमोनिया देता है।



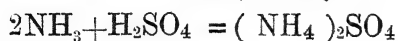
कोल गैस से अमोनिया—कोल गैस के शोधन के समय अनेक द्रव मिलते हैं, जिनमें अमोनिया और अमोनियम लवण होते हैं। इन द्रवों में अमोनियम कार्बोनेट, सायनाइड, सल्फेट, सल्फाइड आदि मिलते हैं। इन द्रवों को भाप के द्वारा गरम करते हैं। ऐसा करने पर निर्बल ऐसिडों के लवण विभाजित होकर अमोनिया देते हैं—



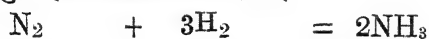
फिर शेष द्रव में दाहक चूना मिलाते हैं, और फिर भाप में गरम करते हैं। ऐसा करने पर शेष लवण भी अमोनिया दे डालते हैं—



अमोनिया और भाप के मिश्रण को ठंडा करने पर अमोनिया का विलयन प्राप्त होता है। बहुधा इस मिश्रण को सल्फ्यूरिक एसिड में प्रवाहित कर लेते हैं और इस प्रकार जो अमोनियम सल्फेट बना उसे खाद के काम में लाते हैं। विलयन में से इस लवण के मणिभ प्राप्त कर लेते हैं—

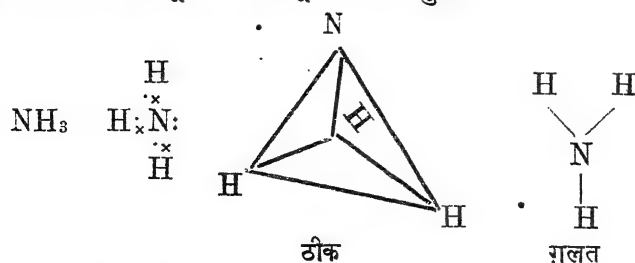


अमोनिया का संगठन—एक लम्बी नली ली जाती है जिसमें नली को ३ बराबर भागों में विभाजित करने वाले निशान लगे होते हैं। इसमें वायुमंडल के दाब पर क्लोरीन भरा जाता है। नली के कंठ में थोड़ा सा सान्द्र अमोनिया रख देते हैं, और टोटी खोल कर थोड़ा थोड़ा अमोनिया नली में भीतर जाने देते हैं। अमोनिया और क्लोरीन के योग से तीव्र प्रतिक्रिया होती है, और रोशनी निकलती है। जब और प्रतिक्रिया न हो, तो कंठ में से अमोनिया निकाल लेते हैं, और नली के भीतर थोड़ा सा सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ते हैं; जिससे शेष अमोनिया गैस सल्फेट बन कर धुल जाय। नली को ठंडा करके पानी के नीचे खोलते हैं, और पानी कितना चढ़ा इससे जान लेते हैं कि नली में कितना नाइट्रोजन बना। प्रयोग करने पर पता चलता है कि जितनी क्लोरीन ली थी उसके आयतन का एक तिहाई नाइट्रोजन बना है। क्लोरीन अपने ही आयतन के बराबर हाइड्रोजन के आयतन से संयुक्त होकर HCl बनाता है, अतः स्पष्ट है कि एक तिहायी आयतन ही नाइट्रोजन ३ आयतन हाइड्रोजन से युक्त होकर अमोनिया बनाते हैं।



१ आयतन ३ आयतन

अमोनिया का सूत्र अतः NH_3 , N_2H_6 आदि हो सकता है। 0° और ७६० m.m. पर इसका वाष्प-घनत्व ८.५ है। अतः अणुभार १७ हुआ। इस प्रकार अमोनिया का मूल निश्चय पूर्वक NH_3 हुआ।

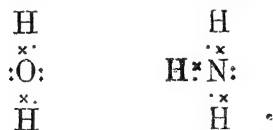


ऋणाणु सिद्धान्त के आधार पर नाइट्रोजन के ५ ऋणाणु (बाह्यतम कक्ष •

के), हाइड्रोजन के तीन ऋणानुओं (X) के साथ दो-दो का जब युग्म बनाते हैं, तो एक युग्म (:) खाली रह जाता है, यह खाली युग्म ही संकीर्ण यौगिकों के बनाने में काम आता है, जैसे $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{++}$ आदि।

अमोनिया ध्रुवीय अणु (polar molecule) है जैसा कि द्विध्रुव घूर्ण (dipole moment) से पता चलता है। अतः इसकी अन्तर-रचना में नाइट्रोजन के तीन और हाइड्रोजन परमाणु एक रूप में स्थित नहीं हो सकते। चतुष्फलक के एक शीर्ष पर नाइट्रोजन परमाणु है, और आधार त्रिभुज के तीन शीर्षकों पर हाइड्रोजन के तीन परमाणु हैं।

अमोनिया के गुण—अमोनिया नीरंग गैस है जिसमें अजीब विशेष स्वाद और विशेष तीक्ष्ण गन्ध होती है। थोड़ी सी मात्रा में यह विषैली नहीं है और हृदयगति को उत्तेजित करती है। इसीलिये सूँघे जाने वाले लवणों में (जुकाम आदि के लिये) इसका उपयोग होता है। यदि अधिक मात्रा में सेवन किया जाय तो शीघ्र मृत्यु हो जाती है। इसका संतृप्त विलयन (०°C=० घनत्व) उसी प्रकार त्वचा को काटता है जैसे कास्टिक सोडा या पोटाश का। अमोनिया हवा से हलकी है (घनत्व ८.५, ऑक्सीजन का १६)। केवल दाब बढ़ा कर यह द्रवीभूत की जा सकती है। द्रव अमोनिया— -33.5° पर उबलती है। द्रव अमोनिया में विलायक के अच्छे गुण हैं। इसमें बहुत से लवण उसी प्रकार आयन देते हैं, जैसे कि पानी में। इसका कारण यह है कि अमोनिया का अणु भी द्रवावस्था में गुणित अणु है $(\text{NH}_3)_2$, $(\text{NH}_3)_3$ जैसे पानी का और इसमें भी ऋणानु का एक युग्म खाली है, जो दाता (donor) का काम करता है। पानी में ऋणानुओं के दो युग्म खाली हैं—

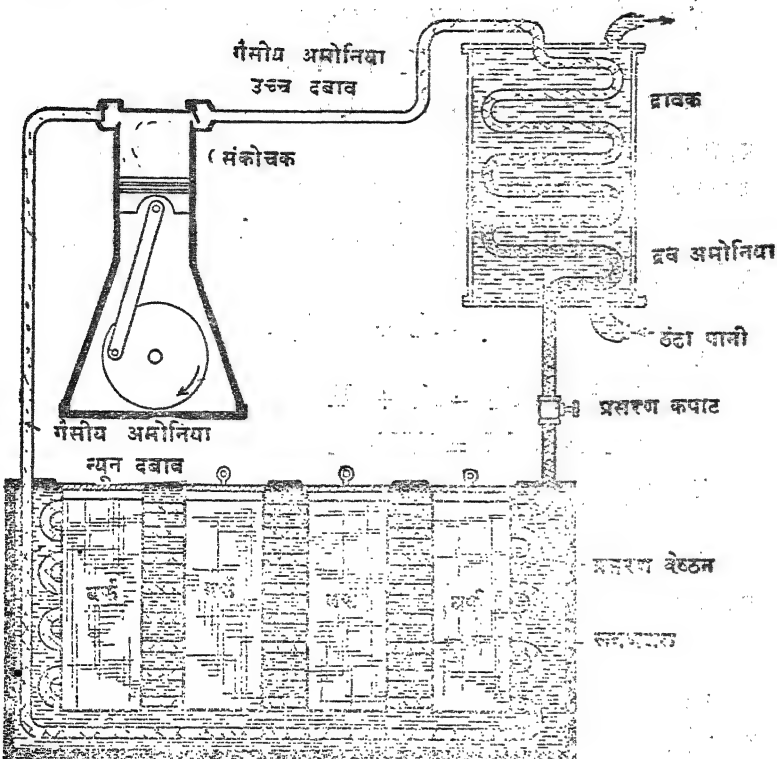


द्रव अमोनिया का उपयोग बर्फ जमाने में किया जाता है क्योंकि यह वाष्पशील है और वाष्पीकरण का गुप्त ताप भी इसका बहुत अधिक है। बर्फ जमाने की मशीनों में बहुधा एक पम्प होता है जिससे अमोनिया गैस संकुचित की जाती है। संकोच होने पर गैस गरम हो जाती है। इसे फिर एक कुंडली में प्रवाहित करते हैं जहाँ यह ठंडी होकर द्रवीभूत होती है। अब यह द्रव अमोनिया एक प्रसार-कुंडली (expansion coil) में होकर जाती है। यहाँ प्रसार होने पर (फैलने पर) यह वाष्पीभूत होती है, और

पंचम समूह के तत्त्व (१)—नाइट्रोजन

ई२५

आसपास के नमक के विलयन से गुप्तताप ले लेती है। यह नमक का विलयन इतना ठंडा हो जाता है, कि इसकी सहायता से पानी जमा कर बर्फ बनाया जाता है।



चित्र ६०—बर्फ जमाना

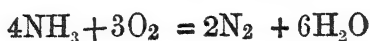
अमोनिया पानी में अत्यन्त विलेय है। १-आयतन पानी में ०° पर ११४= आयतन अमोनिया घुलती है, इस विलयन में भार की दृष्टि से ४७% अमोनिया होती है। साधारणतः सान्द्र अमोनिया विलयन जो बिकता है, ०° से ८०° घनत्व का होता है जिसमें ३५% अमोनिया होती है (१= N)।

अमोनिया के रासायनिक गुण—अमोनिया के साथ प्रतिक्रियायें तीन प्रकार की होती हैं—(१) यह जल रहित चार है। (२) यह अपचायक है। (३) यह योष्मजात यौगिक बनाती है।

(१) गरम करने पर अमोनिया शीघ्र विभाजित नहीं होती । रक्तताप पर थोड़ा विभाजित होकर नाइट्रोजन और हाइड्रोजन देती है—

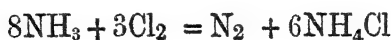


(२) ऑक्सीजन के योग से यह नाइट्रोजन और पानी देती है—

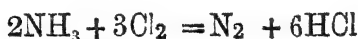


हवा के साथ तो इस प्रतिक्रिया के लिये अमोनिया को बराबर गरम करना पड़ता है, पर ऑक्सीजन गैस में यह पीतो ज्वाला से स्वयं जलती रहती है । ऑक्सीजन और अमोनिया का मिश्रण आग सुलगाने पर विस्फोट देता है ।

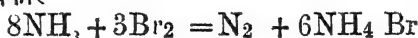
(३) अमोनिया क्लोरीन और ब्रोमीन के साथ प्रतिक्रिया करके नाइट्रोजन देती है, और ऐसिड बनता है—



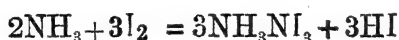
अथवा



इसी प्रकार

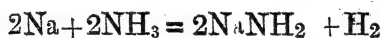


(४) अमोनिया और आयोडीन के योग से एक काला विस्फोटक पदार्थ नाइट्रोजन त्रि-आयोडाइड, $\text{NH}_3 \cdot \text{NI}_3$, बनता है—

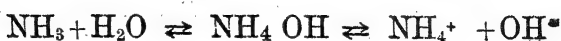


यह इतना सुकुमार विस्फोटक है कि पल्ल के स्पर्श मात्र से विस्फुटित हो जाता है ।

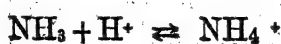
(५) अमोनिया और चार तत्वों के योग से चार एमाइड बनते हैं—



(६) अमोनिया पानी में घुल कर निम्न साम्य देती है—



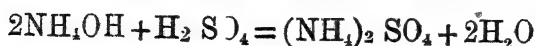
अथवा



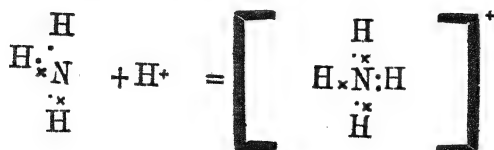
अमोनिया विलयन का विघटन स्थिरांक (dissociation constant)

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

है। यह सल्फ्यूरिक एसिड के ढांग से अमोनियम सल्फेट देगा—



(७) अमोनिया गैस और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से अमोनियम क्लोराइड बनता है।

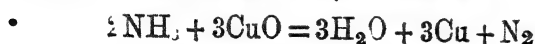


अमोनियम आयन

(८) पोटैशियम परमैंगनेट अमोनिया विलयन को नाइट्रोजन में उपचित कर देता है—



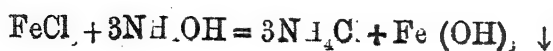
(९) रक्त ता तात्र ऑक्साइड के ऊपर प्रवाहित करने पर भी अमोनिया गैस उपचित हो जाती है, और नाइट्रोजन बनता है—



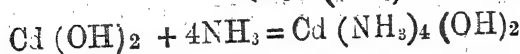
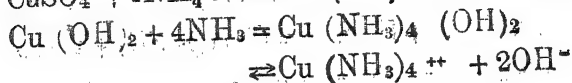
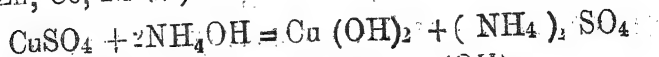
(१०) तात्र क्लोराइड आदि पदार्थों के संपर्क से अमोनिया आसानी से योगजात यौगिक, जैसे CuCl_2 , 6NH_3 बनाती है। रजत क्लोराइड के साथ $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}$ बनता है।

(११) लवणों के विलयनों में अमोनिया विलयन छोड़ने पर निम्न बातें हो सकती हैं—

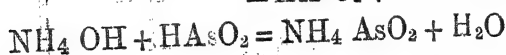
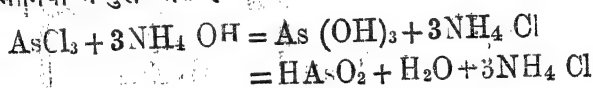
(क) धातु के हाइड्रोक्साइड का स्थायी अवक्षेप आता है, जो अमोनिया के आधिक्य में विलयन हो (जैसे Fe, Al, Cr; Sb^{+3} ; Mn, B. का)।



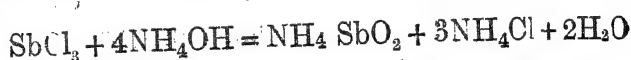
(ख) धातु के हाइड्रोक्साइड का अस्थायी अवक्षेप आवे, जो अमोनिया के अधिश्रय में घुल जावे; घुल जाने पर संकीर्ण आयनों बनें। (जैसे Ag, Cu, Zn, Co, Ni का) —



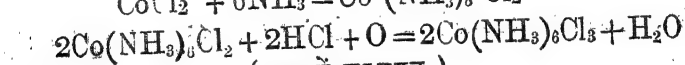
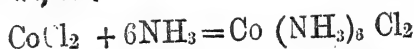
(ग) आर्सेनिक या ऐंटीमनी के लक्षण आर्सेनाइट, या ऐंटीमनाइट बन कर अमोनिया में घुल जाते हैं—



इसी प्रकार



(घ) पारे, स्वर्ण क्लोराइड और प्लेटिनम के यौगिक एमिन देते हैं।



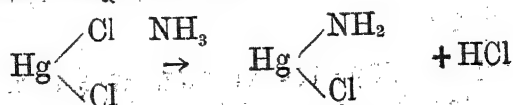
(हवा में उपचयन)

अमोनिया मरक्यूरिक क्लोराइड के साथ अनेक संकीर्ण यौगिक देती है।

जैसे—

(i) ठोस मरक्यूरिक क्लोराइड और अमोनिया गैस के योग से $\text{Hg}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ ।

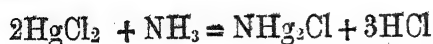
(ii) मरक्यूरिक क्लोराइड विलयन में अमोनिया डालने से NH_4HgCl_4 एमिनो-मरक्यूरिक क्लोराइड—



(iii) मरक्यूरिक ऑक्साइड को अमोनिया विलयन के साथ गरम करने पर पीला चूर्ण (मिलन-बेस—Millon's base) —



इस भस्म के लवण बनेंगे यदि मरकयूरिक क्लोराइड के साथ प्रतिक्रिया की जावेगी—



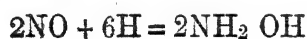
मरकयूरस क्लोराइड या केलोमल के साथ एक काला पदार्थ मिलता है जो एमिनो मरकयूरिक क्लोराइड और पारे का मिश्रण है —



अमोनियम लवणों का विवरण और अमोनियम आयन की आलोचना द्वारा बाले अध्याय में की जा चुकी है (पृ० २६४-२७१)।

हाइड्रॉक्सिलेमिन (Hydroxylamine), NH_2OH या हाइड्रॉक्स-अमोनिया—सन् १८६५ में लॉस्सन (Lassen) ने इसे पहली बार बनाया था। उसने इस भस्म के लवणों का दो विधियों से बनाया जो अब तक प्रसिद्ध हैं—

(१) नाइट्रिक ऑक्साइड को नवजात हाइड्रोजन द्वारा अपचित करके। अर्थात् यदि बंग और सान्द्र हाइड्रॉक्लोरिक एसिड के विलयन में नाइट्रिक ऑक्साइड प्रवाहित किया जाय तो हाइड्रॉक्सिलेमिन हाइड्रॉक्लोराइड बनेगा—



प्रतिक्रिया को आसानी के लिये कुछ बूँदें प्लैटिनिक क्लोराइड के विलयन की उभयुक्त विलयन में छोड़ देनी चाहिये।

बंग को हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा अर्वाक्षित करके अलग कर लेते हैं, और छूने विलयन को सुखाने पर हाइड्रॉक्सिलेमिन लवण प्राप्त होता है।

(२) नवजात हाइड्रोजन द्वारा एथिल नाइट्रेट (१० ग्राम) को अपचित करके (बंग १२० ग्राम और सान्द्र हाइड्रॉक्लोरिक एसिड ४० ग्राम के योग से) —

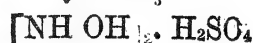
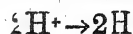
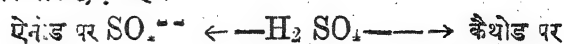


इन दो विधियों के अतिरिक्त निम्न विधियों से भी इसे तैयार कर सकते हैं—

(३) नाइट्रिक एसिड के विद्युत्-अभ्ययन से—

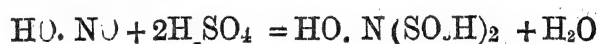


ऐनोड सीसे का लेते हैं। सीसे का बीकर ही (जिस पर पारा चढ़ा हो, अर्थात् सीसे-गारे का संरस) कैथोड का काम करता है। एक छिद्रमय पात्र द्वारा ऐनोड को कैथोड से अलग रखते हैं। प्रत्येक डिब्बे में ५०% सल्फ्यूरिक एसिड का विलयन रखते हैं। कैथोड डिब्बे में ५०% नाइट्रिक एसिड का विलयन धीरे धीरे छोड़ते हैं।



इस प्रकार कैथोड डिब्बे में हाइड्रैक्सिलेमिन सल्फेट बनता है।

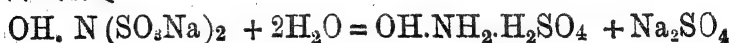
(४) सब से अच्छी विधि संभवतः नाइट्राइटों पर सल्फाइटों की प्रतिक्रिया से है। सोडियम नाइट्राइट का सान्द्र विलयन (२ अणु) सोडियम कार्बोनेट (१ अणु) के विलयन में मिलाते हैं, और तब तक गन्धक द्विऑक्साइड प्रवाहित करते हैं, जब तक विलयन अम्लीय न हो जाय। प्रतिक्रिया इस प्रकार है—



हाइड्रैक्सिलेमिन

सल्फोनिक एसिड

पहले सोडियम हाइड्रैक्सिलेमिन द्विसल्फोनेट $\text{HO} \cdot \text{N}(\text{SO}_3\text{Na})_2$ बनता है। अब विलयन को ६०° तक हलके सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करते हैं। द्रव करने पर उद्विच्छेदन होकर हाइड्रैक्सिलेमिन सल्फेट बन जाता है—

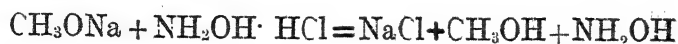


विलयन को सुखा कर ०° तक ठंढा करने पर पहले तो Na_2SO_4 के मणिम पृथक् होते हैं। इन्हें अलग करके और सुखाने पर हाइड्रैक्सिलेमिन सल्फेट के मणिम मिलते हैं।

निर्जल हाइड्रैक्सिलेमिन—उपर्युक्त विधियों से हाइड्रैक्सिलेमिन के लवण मिलते हैं। यदि इनके विलयन में कार्बिक पोटाश डाल कर गरम किया जाय तो हाइड्रैक्सिलेमिन मुक्त होता है, पर यह अस्थायी है और शीघ्र विभक्त हो जाता है—

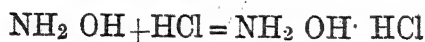


(१) लोब्री डि ब्राइन (Lobry de Bruyn) ने सन् १८६१ में मेथिल एलकोहल में हाइड्रॉक्सिलेमिन हाइड्रोक्लोराइड घोला और फिर इसे मेथिल एलकोहल में सोडियम डाल कर तैयार किये सोडियम मेथोक्साइड द्वारा प्रतिकृत किया। जो सोडियम क्लोराइड बना, वह छान कर अलग कर दिया गया। विलयन को ४० m. m. पर उड़ाने पर निर्जल हाइड्रॉक्सिलेमिन मिला—

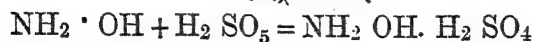


(२) सन् १८६१ में क्रिसमर (Crismer) ने हाइड्रॉक्सिलेमिन हाइड्रोक्लोराइड में जिंक ऑक्साइड घोला। ऐसा करने पर $\text{ZnCl}_2 \cdot \text{NH}_2\text{OH}$ रूप का द्विगुण यौगिक मिला। इसे १२०° पर अकेले या ऐंनलिन के साथ लवण करने पर भी निर्जल हाइड्रॉक्सिलेमिन मिला।

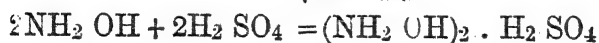
गुण—शुद्ध हाइड्रॉक्सिलेमिन नीरंग ठोस मणिभूय अस्थायी पदार्थ है। घनत्व १.२२, द्रवणांक ३३°। यह बहुत जलप्राही है। २२ मि० मी० दाब पर यह ५५° पर स्रवित किया जा सकता है। यह अम्लों के साथ लवण बनाता है जो अधिक स्थायी हैं।



हाइड्रोक्लोराइड

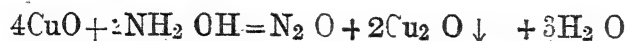


ऐसिड सल्फेट

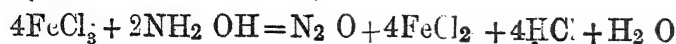


सल्फेट

हाइड्रॉक्सिलेमिन और इसके लवणों के विलयन में प्रबल उपचायक गुण होते हैं। कॉपर सल्फेट के क्षारीय विलयनों के साथ ये क्यूप्रस ऑक्साइड का लाल अवक्षेप देते हैं।



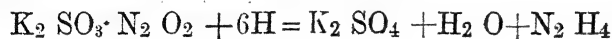
इसी प्रकार अस्थायी विलयनों में ये फेरिक लवणों को फेरस में परिणत करते हैं—



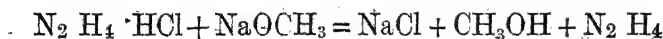
क्षारीय विलयनों से हाइड्रॉक्सिलेमिन उपचायक का भी काम करते हैं, जैसे फेरस हाइड्रॉक्साइड उपचित होकर फेरिक ऑक्साइड हो जाता है—

सरस अमोनिया को नाइट्रोजन में उपचित होने से बचाये रखता है।

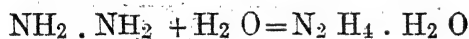
दूसरी विधि—पोटैसियम सल्फाइड के क्षारीय विलयन में नाइट्रिक ऑक्साइड प्रवाहित करने से पोटैसियम नाइट्रोसो सल्फेट, $K_2SO_3 \cdot N_2O_2$, बनता है। यदि इसे बर्फ के पानी में छितरा दिया जाय और फिर सोडियम सरस से प्रतिकृत करें, तो हाइड्रैज़ीन बनता है—



हाइड्रैज़ीन—उपर्युक्त विधियों से वस्तुतः हाइड्रैज़ीन लवण (हाइड्रोक्लोराइड या सल्फेट) बनते हैं। यदि हाइड्रैज़ीन हाइड्रोक्लोराइड को मेथिल एल्कोहल में घोल कर सोडियम मेथिलेट से प्रतिकृत किया जाय, तो सोडियम क्लोराइड अवक्षिप्त हो जाता है, और शुद्ध निर्जल हाइड्रैज़ीन बनता है—

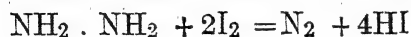
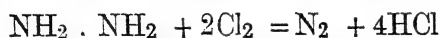


इसके नीरंग मणिभ 17° पर पिघलते हैं। इसका क्वथनांक 113.5° है। यह जल के योग से हाइड्रैज़ीन हाइड्रेट बनाता है।

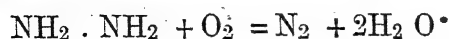


यदि हाइड्रैज़ीन सल्फेट को क्षीण दाब पर सान्द्र पोटाश विलयन के साथ खचित किया जाय (भभके में कहीं पर भी रबर या कार्क न हो), तो एक नीरंग धूमवान् द्रव मिलता है जिसका क्वथनांक 116° है (२६ मि. मी. दाब पर 80°)। इसे भी हाइड्रैज़ीन हाइड्रेट कहा जाता है, पर संभवतः यह अधिकतम क्वथनांक वाला हाइड्रैज़ीन का विलयन ही है।

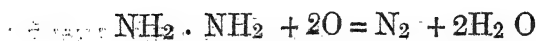
हाइड्रैज़ीन के गुण—मुक्त हाइड्रैज़ीन नीरंग द्रव है। इसके मणिभ जलग्राही होते हैं। यह एल्कोहल में भी विलेय है। यह प्रबल अपचायक है, और क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन में जलता है—



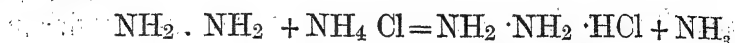
यह शुष्क ऑक्सीजन में भी जल उठता है—



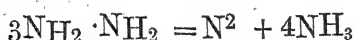
इसी प्रकार यह पोटैसियम परमैंगनेट के साथ भी विस्फोट देता है—



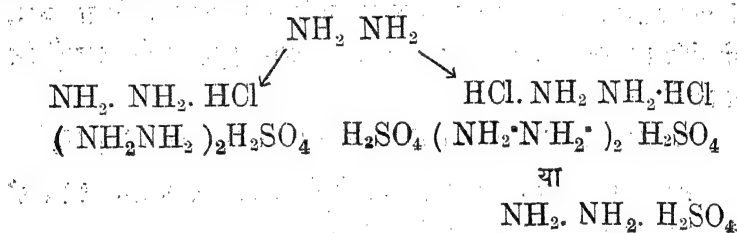
अमोनियम क्लोराइड के साथ भी उग्र प्रतिक्रिया होती है और अमोनिया बनती है—



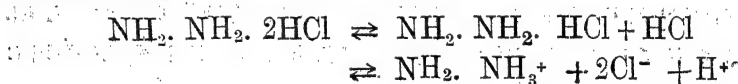
गरम करने पर यह विभक्त होकर अमोनिया और नाइट्रोजन देता है—



विलयनों में हाइड्रोजीन मन्द क्षारों का काम करता है। इसके दो श्रेणियों के लवण होते हैं।



अमोनियम हाइड्रॉक्साइड के समान हाइड्रोजीन क्षार $\text{NH}_2 \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($\text{NH}_2 \cdot \text{NH}_3\text{OH}$) और $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ या $(\text{NH}_2 \cdot \text{NH}_2) \cdot (\text{H}_2\text{O})_2$ है। साधारण हाइड्रोजीन सल्फेट $(\text{NH}_2 \cdot \text{NH}_2)_2 \text{H}_2\text{SO}_4$ है। इसके लवणों से विलयनों में आयन निम्न प्रकार मिलती हैं—



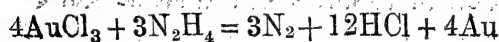
हाइड्रोजीन के द्विगुण लवण जैसे $\text{ZnCl}_2 \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{NH}_2 \cdot 2\text{HCl}$ भी ज्ञात हैं।

हाइड्रोजीन प्रबल अपचायक है जैसा कि निम्न प्रतिक्रियाओं से स्पष्ट है—

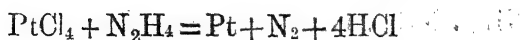
(१) क्षारीय ताम्र लवणों को लाल क्यूप्रस ऑक्साइड में परिवर्तित करता है—



(२) स्वर्ण क्लोराइड के विलयन से स्वर्ण मुक्त कर देता है—



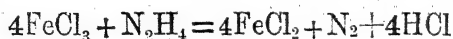
(३) जैटिनिक क्लोराइड के विलयन से जैटिनम धातु मिलती है—



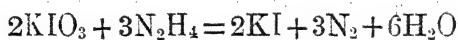
(४) रजत नाइट्रेट के विलयन से चाँदी मुक्त होती है—



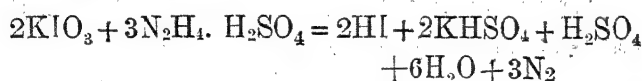
(५) यह फेरिक लवणों को फेरस में परिणत करता है—



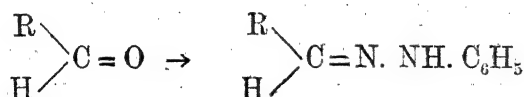
(६) यह आयोडाेटों को आयोडाइड में परिणत करता है—



अथवा हाइड्रैज़ीन सल्फेट से—

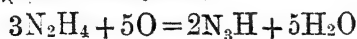


कार्बनिक रसायन में फेनिल हाइड्रैज़ीन, $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{NH} \cdot \text{NH}_2$, का बड़ा उपयोग है। इसकी सहायता से एलडीहाइड और कीटोन हाइड्रैज़ीन देते हैं—

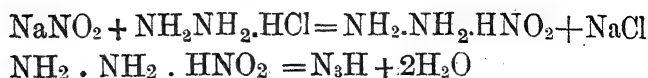


शर्कराओं के साथ ओसेज़ोन (osazone) बनते हैं जिनका बड़ा महत्व है।

हाइड्रैज़ोइक एसिड, (Hydrazoic acid) या एज़ो-इमाइड (azo-imide), N_3H —सन् १८६० में कार्बनिक यौगिकों से कुर्टियस (Curtius) ने इसे पहले पहल तैयार किया। यह हाइड्रैज़ीन को सावधानी से उपचित करने पर बनता है। उपचयन या तो नाइट्रिक एसिड द्वारा किया जा सकता है, या हाइड्रोजन परॉक्साइड द्वारा—



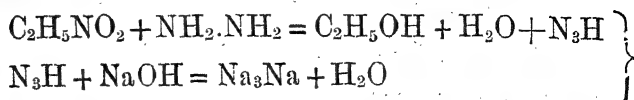
जिस प्रकार अमोनियम नाइट्राइट को गरम करने पर नाइट्रोजन मिलता है, उसी प्रकार हाइड्रैज़ीन नाइट्राइट को गरम करने पर हाइड्रैज़ोइक एसिड मिलता है। हाइड्रैज़ीन हाइड्रोक्लोराइड और सोडियम नाइट्राइट के साथ यह प्रतिक्रिया की जा सकती है—



नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड और हाइड्रैज़ीन लवण (बैज़ीन विलयन में) के योग से भी हाइड्रैज़ोइक एसिड मिलता है—



यदि एथिल या एमिल नाइट्राइट को हाइड्रैज़ीन और चार के साथ गरम किया जाय तो सोडियम ऐज़ाइड, N_3Na , बनता है—

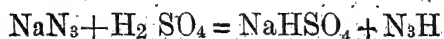
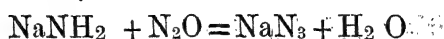
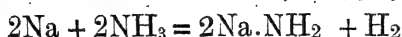


यदि रजत नाइट्राइट के सान्द्र विलयन में हाइड्रैज़ीन छोड़ा जाय तो रजत ऐज़ाइड (azide), N_3Ag , का दहीदार अवक्षेप आवेगा—



सन् १८६२ में विसलीसीनस (Wislicenus) ने अकार्बनिक पदार्थों से पहले पहल इस प्रकार हाइड्रैज़ोइक एसिड तैयार किया—

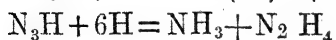
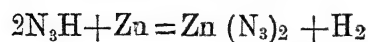
सोडियम और शुष्क अमोनिया के योग से 150° — 250° पर सोडामाइड, NaNH_2 , बना। सोडामाइड और नाइट्रस ऑक्साइड के योग से 160° पर सोडियम ऐज़ाइड मिला। सल्फ्यूरिक एसिड के साथ खवण करने पर इससे हाइड्रैज़ोइक एसिड मुक्त हुआ—



निर्जल हाइड्रैज़ोइक एसिड नीरंग द्रव है जिसका द्रवणांक— 60° और क्वथनांक 37° है। इसमें तीक्ष्ण दुर्गन्ध होती है। यह जोखमदार विस्फोटक है। यह पानी में शीघ्र घुल जाता है, और लगभग १ प्रतिशत मात्रा निम्न प्रकार आयन देती है—



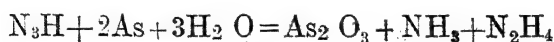
इसका विलयन त्वचा पर व्रण देता है। इस जलीय विलयन में लोहा, जस्ता, ताँबा और ऐल्यूमीनियम धातुयें घुल जाती हैं। घुलने पर हाइड्रोजन और अमोनिया दोनों निकलते हैं—



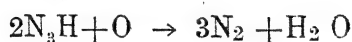
इसके लवण फेरिक क्लोराइड के साथ खूनी रंग देते हैं (जैसा कि थायोसायनेट के साथ)

हाइड्रैजोइक एसिड में अपचायक और उपचायक दोनों गुण हैं—

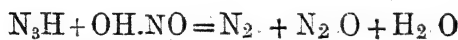
(१) सोडियम संरस या आर्सेनिक के योग में यह स्वयं अपचित होकर हाइड्रैजीन देता है, और कभी कभी अमोनिया भी। आर्सेनिक उपचित होकर आर्सेनियस ऑक्साइड हो जाता है—



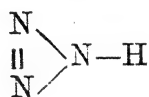
(२) यह पोटैशियम परमैंगनेट के विलयन का अपचयन करता है। प्रतिक्रिया में नाइट्रोजन मिलता है—



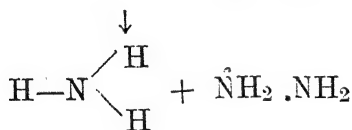
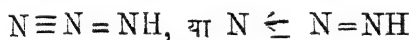
इसी प्रकार की प्रतिक्रिया नाइट्रस ऑक्साइड के भी साथ है—



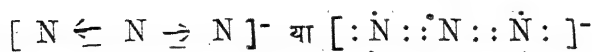
संगठन—पहले हाइड्रैजोइक एसिड निम्न प्रकार लिखा जाता था—



पर क्योंकि इसके अपचयन से अमोनिया और हाइड्रैजीन दोनों साथ साथ बनते हैं, थिंले (Thiele) ने इसे इस प्रकार लिखना उचित समझा—



एक्सपरिमेंटों के चित्र से भी यह स्पष्ट है कि हाइड्रैजोइक एसिड में तीनों नाइट्रोजन एक पंक्ति में हैं। इसकी आयन को निम्न प्रकार चित्रित करते हैं—



नाइट्रोजन के ऑक्साइड—नाइट्रोजन के ६ ऑक्साइड पाये जाते हैं।

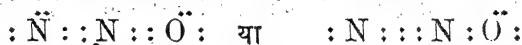
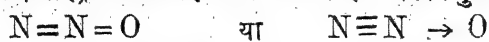
नाइट्रस ऑक्साइड	$N_2 O$
नाइट्रिक ऑक्साइड	NO
दिनाइट्रोजन त्रिऑक्साइड	$N_2 O_3$
नाइट्रोजन परीक्साइड	NO_2
नाइट्रोजन पंचौक्साइड	$N_2 O_5$
नाइट्रोजन त्रिऑक्साइड	NO_3

ऑक्साइडों का ऋणाणु संगठन—नाइट्रोजन के परमाणु में ० ऋणाणु हैं जिनमें से २ तो पहली कक्षा में हैं, और दूसरी कक्षा में ५ हैं। दूसरी कक्षा वाले ५ ऋणाणु ही यौगिक बनाने में सहायक होते हैं। इसी प्रकार ऑक्सीजन में कुल ८ ऋणाणु हैं, जिनमें से २ तो भीतरी कक्षा में हैं, और शेष ६ बाहरी कक्षा में। ये बाहरी कक्षा वाले ६ ऋणाणु ही यौगिक बनाने वाले हैं।

किस यौगिक में कितने बन्धन (bond) हैं, यह हम इस आधार पर निकाल सकते हैं कि (१) प्रत्येक बन्धन दो ऋणाणुओं के एक युग्म (:) से बनता है, (२) प्रत्येक परमाणु के चारों ओर ८ ऋणाणुओं का अष्टक पूरा होना चाहिये। नीचे के उदाहरणों से यह बात स्पष्ट हो जायगी। यह बात याद रखनी चाहिये कि जिन यौगिकों में ऋणाणुओं की संख्या विषम होती है, उनमें बन्धनों की संख्या पूरी पूरी नहीं निकलती। जो एकाकी ऋणाणु (lone pair) रह जाता है उसके कारण यौगिक अनुचुम्बकीय (paramagnetic) होता है।

नाइट्रस ऑक्साइड, N_2O —संयोज्यता के लिये २ नाइट्रोजनों से $2 \times 5 = 10$ ऋणाणु, और १ ऑक्सीजन से ६ ऋणाणु मिले। योग $10 + 6 = 16$ । इस ऑक्साइड में परमाणुओं की संख्या $2 + 1 = 3$ है। यदि प्रत्येक परमाणु का अष्टक अलग अलग पूरा हो तो $3 \times 8 = 24$ ऋणाणु चाहिये। पर ऋणाणु केवल १६ हैं, अतः $24 - 16 = 8$ ऋणाणुओं की कमी है। एक बन्धन के लिये २ ऋणाणु चाहिये। अतः ८ ऋणाणुओं में ४ बन्धन हुये।

इस लिए नाइट्रस ऑक्साइड का संगठन इस प्रकार हुआ।



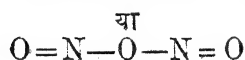
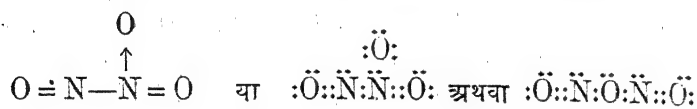
इसका अणु यदि गोलीय हो तो एक्स-रेडिमें के मापन द्वारा गोले का व्यास 3.32 \AA होना चाहिये, पर एक्स रेडिमें से पता चलता है कि अणु

गोला नहीं, प्रत्युत दंडिकावत् है। अतः स्पष्टतः तीनों परमाणु एक पंक्ति में हैं, जैसा कि ऊपर के सूत्र से स्पष्ट है।

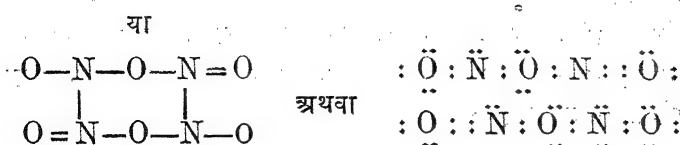
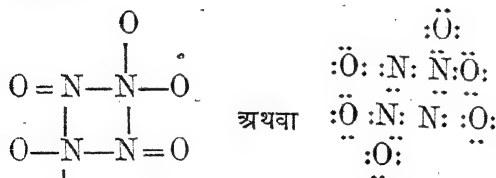
नाइट्रिक ऑक्साइड, NO—संयोज्यता वाले ५ ऋणाणु नाइट्रोजन से मिले और ६ ऑक्सीजन से। योग $५ + ६ = ११$ । परमाणुओं की संख्या २ है, अतः अलग अलग अष्टकों के लिये १६ ऋणाणु चाहिये अतः कमी $१६ - ११ = ५$ ऋणाणुओं की है। प्रत्येक बन्धन के लिये २ ऋणाणुओं का युग्म चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $\frac{५}{२} \times ५ = २\frac{१}{२}$ अर्थात् २ बन्धन तो युग्म वाले हैं, और एक एकाकी-ऋणाणु है। एकाकी ऋणाणु होने के कारण यह यौगिक अनुचुम्बकीय है। इसका संगठन इस प्रकार है—



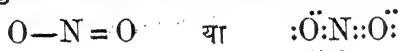
द्विनाइट्रोजन त्रिऑक्साइड, N_2O_3 —२ नाइट्रोजनों से $२ \times ५ = १०$ ऋणाणु संयोज्यता के लिये, और ३ ऑक्सीजनों से $३ \times ६ = १८$ ऋणाणु मिले। योग $१० + १८ = २८$ । परमाणुओं की संख्या $२ + ३ = ५$ है। अलग अलग अष्टक पूरे होने के लिये ४० ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{१}{२} (४० - २८) = ६$ । अतः इसका संगठन निम्न हुआ—



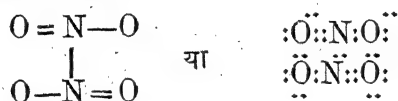
वाष्प घनत्व के आधार पर इस ऑक्साइड का सूत्र N_2O_3 नहीं, बल्कि N_4O_6 है। अतः बन्धनों की संख्या १२ हुई। इसे निम्न रूपों से चित्रित कर सकते हैं—



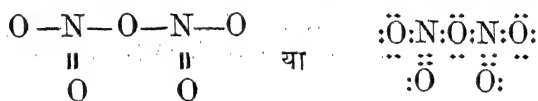
नाइट्रोजन पराक्साइड, NO_2 —और चतुःआक्साइड, N_2O_4 —पराक्साइड NO_2 में संयोज्यता के लिये ऋणाणुओं का योग $= 5 + 6 \times 2 = 17$ । परमाणुओं की संख्या ३ है अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(6 \times 3 - 17) = 3\frac{1}{2}$ । स्पष्टतः इसमें एकाकी-ऋणाणु १ है। यह अनुचुम्बकीय हुआ। इसकी रचना निम्न प्रकार चित्रित की जा सकती है—



नाइट्रोजन चतुःआक्साइड, N_2O_4 , में ऋणाणुओं का योग $5 \times 2 + 6 \times 4 = 38$ है। परमाणु ६ हैं अतः बन्धनों की संख्या $\frac{1}{2}(6 \times 6 - 38) = 7$ हुई। इसमें कोई एकाकी ऋणाणु नहीं है अतः यह प्रचुम्बकीय (diamagnetic) है। इसे निम्न प्रकार चित्रित करेंगे—

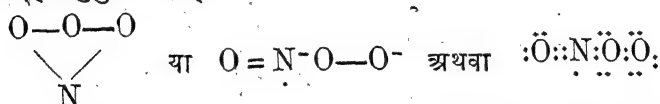


नाइट्रोजन पंचाक्साइड, N_2O_5 —इसमें संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या का योग $5 \times 2 + 6 \times 5 = 40$ है। कुल ७ परमाणु हैं। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(7 \times 6 - 40) = 6$ । इसे निम्न प्रकार चित्रित करेंगे—

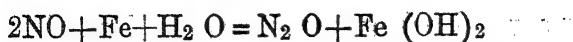


यह भी प्रचुम्बकीय है क्योंकि इसमें कोई एकाकी ऋणाणु नहीं है।

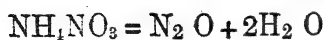
नाइट्रोजन त्रिआक्साइड, NO_3 —इसमें संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या का योग $5 + 6 \times 3 = 23$ है। कुल ४ परमाणु हैं। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(4 \times 6 - 23) = 4\frac{1}{2}$ है। एकाकी ऋणाणु एक है अतः यह अनुचुम्बकीय है—



नाइट्रस आक्साइड, N_2O —सन् १७७२ में प्रोस्टले (Priestley) ने नाइट्रिक आक्साइड और लोहे के बुरादे के योग से इसे बनाया था। क्योंकि प्रतिक्रिया में आयतन का संकोचन होता है, अतः इसका नाम “कम हुई नाइट्रस हवा” (diminished nitrous air) रक्खा गया। प्रतिक्रिया इस प्रकार है—

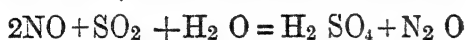


सन् १७६६ में डेवी (Davy) ने इसे अमोनियम नाइट्रेट को गरम करके (२५५° तक) बनाया, और इसकी विस्तृत मीमांसा की—

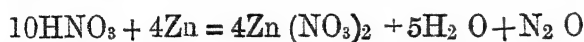


अमोनियम सल्फेट और सोडियम नाइट्रेट के मिश्रण को भी गरम करके इसे बना सकते हैं। विनिमय द्वारा पहले अमोनियम नाइट्रेट बनता है, जो बाद को विभक्त हो जाता है।

सल नाइट्रिक ऑक्साइड को सल्फाइटों या गन्धक द्विऑक्साइड द्वारा अपचित करके भी नाइट्रस ऑक्साइड बनाया जा सकता है।



जरते और हल्के नाइट्रिक ऐसिड की प्रतिक्रिया से भी बनता है—



नाइट्रस ऑक्साइड गैस को “हँसाने वाली गैस” (laughing gas) भी कहते हैं। यह नीरंग गैस है, और इसमें मीठा स्वाद और अच्छी गन्ध होती है। इससे हलकी सी मूर्च्छना आ जाती है। दाँत उखाड़ने वाले चिकित्सक इसका उपयोग करते हैं। इसमें उत्तेजना और मूर्च्छना दोनों के गुण विद्यमान हैं। दाँत के रोगी इसके सूँघने के बाद हँसने लगे, पर कभी कभी आवेश में आकर विकित्सक को मार बैठते हैं। ईथर या क्लोरोफार्म के साथ मिला कर मूर्च्छना के लिये इसका शल्य कर्म में प्रयोग किया जाता है।

यह गैस पानी में कुछ विलेय है—

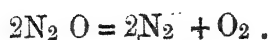
तापक्रम	०°	१०°	२०°	३०°
विलेयता	१.३०६	०.६२	०.६७	०.५२ आयतन

१ आयतन पानी में

एल्कोहल में यह अधिक घुलता है। इसके जल में विलयन का लिटमस पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता, अतः इसे हाइपोनाइट्रस ऐसिड का एनहाइड्राइड नहीं कहा जा सकता। ($\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$)।

—६०° तक ठंडा किये जाने पर (अथवा ०° पर ३० वायुमंडल दाब पर) यह द्रवीभूत हो जाता है। यह नीरंग द्रव है जिसका क्वथनांक —८८.७° है। द्रव—१०२° पर ठोस हो जाता है।

रक्ततप्त किये जाने पर नाइट्रस ऑक्साइड विभक्त होकर नाइट्रोजन देता है—



अतः यह भस्मीकरण या जलने में कुछ सहायक होता है (हवा से अधिक पर ऑक्सीजन से कम) । रक्ततप्त ताँबे पर प्रवाहित करने पर भी यह विभक्त हो जाता है—



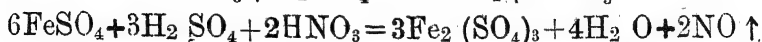
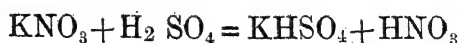
नाइट्रिक ऑक्साइड, NO—(१) सन् १७७२ में प्रीस्टले (Priestley) ने इस गैस की पहले पहले समीक्षा की । उसने इसका नाम “नाइट्रस-एयर” रक्खा था । इसे उसने हलके नाइट्रिक एसिड और ताँबे या पारे के योग से बनाया था—



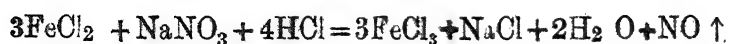
एक फ्लास्क में ताँबे का छीजन लो और फिर थिसेल फनेल द्वारा थोड़ा थोड़ा नाइट्रिक एसिड (१ भाग सान्द्र एसिड में एक भाग पानी) डालो । पहले तो भूरी भापें निकलेंगी जो नाइट्रोजन पराक्साइड की हैं । यह पराक्साइड नाइट्रिक ऑक्साइड और हवा के ऑक्सीजन के योग से बनता है । $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ । भूरी भापों के निकलने के बाद फिर नीरंग गैस निकलेगी जो पानी पर इकट्ठी की जा सकती है, क्योंकि यह पानी में कम विलेय है ।

(२) यह नाइट्रिक ऑक्साइड फेरस सल्फेट के विलयन के साथ भूरा-काला सा विलयन देता है जो $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$ का है । इस काले विलयन को गरम करने पर शुद्धनाइट्रिक ऑक्साइड मिलता है ।

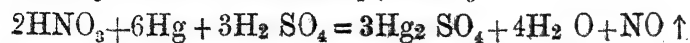
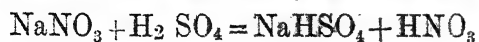
(३) पोटैशियम नाइट्रेट, फेरस सल्फेट और हलके सल्फ्यूरिक एसिड को साथ साथ गरम करने पर पहले तो उपर्युक्त काला विलयन $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$, मिलता है, पर और अधिक गरम करने पर नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है ।



(४) फेरस क्लोराइड (लोहे और हाइड्रोक्लोरिक एसिड से), हाइड्रोक्लोरिक एसिड और सोडियम नाइट्रेट को गरम करने पर भी नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—



(५) सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड, पारा और सोडियम नाइट्रेट को साथ साथ गरम करने पर शुद्ध नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—

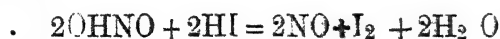


इस प्रतिक्रिया का उपयोग नाइट्रेट या नाइट्राइट के परिमाणन में किया जाता है।

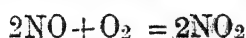
(६) पोटैशियम नाइट्राइट और पोटैशियम फेरोसायनाइड के विलयनों को हल्के एसिटिक एसिड के विलयन में डालने पर भी शुद्ध नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—



(७) नाइट्रस एसिड और हाइड्रोआयोडिक एसिड के योग से (KI , NaNO_2 और सल्फ्यूरिक एसिड से) भी नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—



नाइट्रिक ऑक्साइड नीरंग गैस है। हवा के योग से यह फौरन नाइट्रोजन परीक्साइड में परिणत हो जाता है—



यह गैस हवा की अपेक्षा थोड़ा भारी है (1.032 गुना)। यह बहुत नीचे के तापक्रमों पर ही द्रव हो पाती है। इसका द्रवणांक— 16.0°C और क्वथनांक— 40.2° है (चरम तापक्रम— 86° , चरम दाब 68 वायु मंडल)। यह पानी में कम विलेय है।

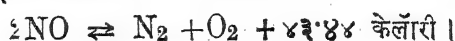
तापक्रम	0°	30°	60°
	0.074	0.040	0.0265 आयतन

(विलेयता १ आयतन पानी में)

जैसा कहा जा चुका है, यह फेरस सल्फेट विलयन में अच्छी तरह विलेय है। $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$ रूप का काला विलयन बनता है। फेरस क्लोराइड

के विलयन में $\text{FeCl}_2 \cdot \text{NO}$ बनता है। ताम्र सल्फेट और निकेल, कोबल्ट और मैंगनीज के यौगिक भी इसे घोल कर कुछ वैसे ही यौगिक बनाते हैं।

नाइट्रिक ऑक्साइड ऊँचे तापक्रमों पर ही विभाजित होता है—

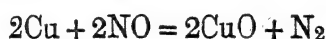


इस प्रतिक्रिया से स्पष्ट है कि तापक्रम जितना ऊँचा होगा, साम्य मिश्रण में उतनी ही नाइट्रिक ऑक्साइड की मात्रा अधिक होगी। 500° के नीचे प्रतिक्रिया इतनी धीमी है कि कभी साम्य स्थापित ही नहीं हो पाता। इसी लिए नाइट्रिक ऑक्साइड इतना स्थायी प्रतीत होता है। 1500° के निकट गैस लगभग पूर्णतः विभक्त हो जाती है, क्योंकि साम्य शीघ्र स्थापित होता है। 3000° के निकट साम्य बायीं ओर को खिसकता है और लगभग ५-६ प्रतिशत नाइट्रिक ऑक्साइड साम्यावस्था में बराबर रहता है।

वायुमंडल के नाइट्रोजन के स्थिरीकरण या निग्रहण (fixation of nitrogen) में इस प्रतिक्रिया के इन गुणों का ध्यान रखा जाता है।

नाइट्रिक ऑक्साइड ज्वालाओं के जलने में सहायक नहीं है। पर जलता हुआ फॉसफोरस या दहकता कोयला इस गैस में जलता रहता है क्योंकि इसके संपर्क से नाइट्रिक ऑक्साइड विभक्त हो जाता है; और जो ऑक्सीजन मुक्त होता है, वह जलने में सहायक है—

ताँब को इस गैस में गरम किया जाय तो यह उपचित होकर क्यूप्रिक ऑक्साइड हो जाता है—

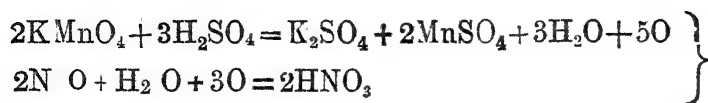


नाइट्रिक ऑक्साइड का परिस्थिति के अनुसार अपचयन भी हो सकता है और उपचयन भी। जब उपचयन होता है, तो यह गैस नाइट्रोजन परीक्साइड या नाइट्रिक ऐसिड में परिणत हो जाती है। नाइट्रोजन परीक्साइड तो हवा के संस्पर्ग से ही बन जाता है। नाइट्रिक ऐसिड बनने के कुछ उदाहरण नीचे दिये जाते हैं—

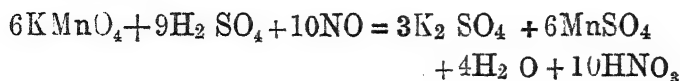
(१) आयोडीन का हलका विलयन नाइट्रिक ऑक्साइड को नाइट्रिक ऐसिड में परिणत कर देता है—



(२) पोटैशियम परमैंगनेट के अम्लीय विलयन में नाइट्रिक ऑक्साइड प्रवाहित करने पर भी नाइट्रिक ऐसिड बनता है—

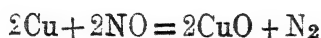


अथवा—

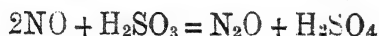


नाइट्रिक ऑक्साइड का अपचयन होने पर यह नाइट्रोजन या नाइट्रस ऑक्साइड बनता है, और कभी कभी अमोनिया भी।

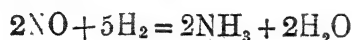
(१) ताँबे के साथ गरम करने पर नाइट्रोजन बनता है—



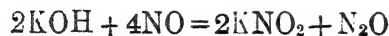
(२) सल्फ्यूरस ऐसिड के योग से नाइट्रस ऑक्साइड बनता है—



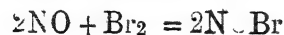
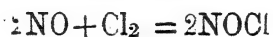
(३) नाइट्रिक ऑक्साइड और हाइड्रोजन का मिश्रण प्लैटिनम श्याम या अन्य उत्प्रेरक पर प्रवाहित किया जाय, तो अमोनिया बनेगी—



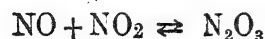
(४) पोटैशियम हाइड्रॉक्साइड के सान्द्र विलयन में यदि यह गैस प्रवाहित की जाय तो नाइट्राइड और नाइट्रस ऑक्साइड बनते हैं—



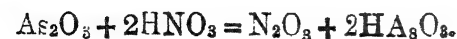
नाइट्रिक ऑक्साइड क्लोरीन या ब्रोमीन से संयुक्त होकर नाइट्रसिल क्लोराइड या नाइट्रसिल ब्रोमाइड बनता है—



दिनाइट्रोजन त्रिऑक्साइड, N_2O_3 — यह अस्थायी यौगिक है जो नाइट्रोजन परऑक्साइड और नाइट्रिक ऑक्साइड को मिलाने पर बनता है—

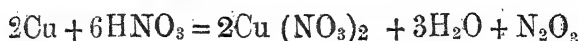


यदि दोनों गैसों का मिश्रण— 30° तक ठंढा किया जाय तो नीला द्रव मिलता है। नाइट्रिक ऐसिड (१.५ घनत्व) और आर्शेनियस ऑक्साइड के योग से भी यह बनता है—



प्रतिक्रिया यदि उग्र हो तो मिश्रण को ठंडा कर लेना चाहिये ।

५N या ६N— नाइट्रिक एसिड (घनत्व १.१७) और ताँबे के योग से भी यह त्रिऑक्साइड बनता है—



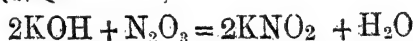
यह स्मरण रहे कि इस प्रकार की प्रतिक्रियाओं में नाइट्रिक ऑक्साइड और नाइट्रोजन परीक्साइड का वस्तुतः मिश्रण प्राप्त होता है। यह मिश्रण जब ठंडा करके द्रवाभूत किया जाता है, तभी दिनाइट्रोजन त्रिऑक्साइड बनता है। हवा के साधारण तापक्रम पर यह त्रिऑक्साइड ६७% विभक्त रहता है—



त्रिऑक्साइड का क्वथनांक— -2° है। -21° के नीचे के तापक्रमों पर यह परीक्साइड और नाइट्रिक ऑक्साइड में विभक्त नहीं होता।

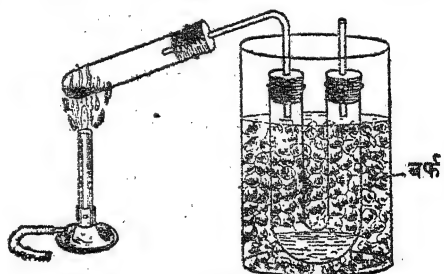
साधारण तापक्रम पर इस गैस में निम्न ऑक्साइडों के मिश्रण होते हैं— N_2O_3 , N_4O_6 , NO , NO_2 , और N_2O_4 ।

मिश्रण होने के कारण स्वभावतः यह गैस पानी के योग से नाइट्रस और नाइट्रिक एसिड दोनों देती है (नाइट्रिक ऑक्साइड अविलेय बना रहता है। शुष्क कास्टिक पोटाश में शोषित होकर यह गैस केवल पोटेसियम नाइट्राइट देती है—



नाइट्रोजन परीक्साइड, NO_2 , और नाइट्रोजन चतुः ऑक्साइड,

N_2O_4 —नाइट्रेट, नाइट्राइट और अम्लों के योग से जो भूरी वाष्पें निकलती हैं, उनसे तो हमारा परिचय बहुत पुराना है। प्रत्येक सुनार जो सोना चाँदी के काम में शोरे के तेजाब का



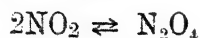
प्रयोग करता है, इन वाष्पों से परिचित है। सन् १८१६ में गे लूसाक (Gay Lussac) ने इस गैस की शुद्ध रचना प्रमाणित की।

चित्र ६१—नाइट्रोजन परीक्साइड

(१) यह कहा जा चुका है कि यह गैस नाइट्रिक ऑक्साइड और हवा के संपर्क से बनती है—



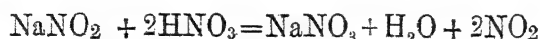
वस्तुतः 180° तापक्रम के नीचे नाइट्रोजन परीक्साइड के अधिकांश अणु गुणित रहते हैं। इस गुणित यौगिक का नाम नाइट्रोजन चतुः ऑक्साइड, N_2O_4 , है—



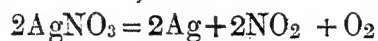
(२) सान्द्र नाइट्रिक एसिड और ताँबे (या बिसमथ) के योग से गरम करने पर नाइट्रोजन परीक्साइड बनता है (प्रीस्टले)—



(३) सोडियम नाइट्राइट पर नाइट्रिक एसिड के प्रभाव से भी यह बनता है—

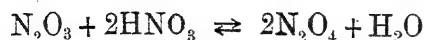


(४) कठोर काँचकी नली में लेड नाइट्रेट (या किसी भी भारी धातु के नाइट्रेट) को गरम करने पर भी जो भूरी भापें निकलती हैं, वे इसी परीक्साइड की हैं और कुछ ऑक्सीजन भी निकलता है। धातु का ऑक्साइड बच रहता है।

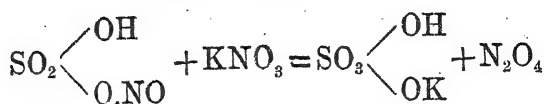


नाइट्रोजन परीक्साइड को बर्फ और नमक के मिश्रण में प्रवाहित करके पीला द्रव प्राप्त हो सकता है (चित्र ६१)।

(५) नाइट्रिक ऑक्साइड और नाइट्रोजन परीक्साइड के मिश्रण (N_2O_3) पर नाइट्रिक एसिड (और फॉस्फोरस पंचौक्साइड) की प्रतिक्रिया से यह गैस आसानी से मिलती है। यह मिश्रण तो जैसा ऊपर कहा जा चुका है आर्सेनियस ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के योग से बनता है।



(६) नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड को पोटैशियम नाइट्रेट के साथ गरम करने पर नाइट्रोजन परीक्साइड बहुत आसानी से बनता है—



धूम्रवान नाइट्रिक-ऐसिड में सल्फर ट्राऑक्साइड प्रवाहित करके लेई ऐसा नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक ऐसिड बनता है। इसमें शुष्क पोटैसियम नाइट्रेट छोड़ कर गरम करना चाहिये। गैस को ठंडा करके इकट्ठा करना चाहिये।

नाइट्रोजन परीक्साइड भूरी गैस है। इसका रंग गरम करने पर चटक होता जाता है। यह अन्तर निम्न प्रकार विघटन होने के कारण है—



नाइट्रोजन परीक्साइड का वाष्पघनत्व भिन्न भिन्न तापक्रमों पर मा लूम कर लेने पर यह अनुमान लगाया जा सकता है* कि इसमें कितने प्रतिशत अणु NO_2 है और कितने N_2O_4 । हाइड्रोजन की अपेक्षा से यह वाष्प घनत्व नीचे दिया जाता है।

* (१) आयतन की दृष्टि से प्रतिशतता इस प्रकार निकालते हैं—
मान लो कि ११.२ लीटर गैस में य लीटर NO_2 के हैं और ११.२-य N_2O_4 के।

हाइड्रोजन की अपेक्षा से जो वाष्पघनत्व दिया है, वह ११.२ लीटर गैस का “भार” है।

NO_2 का अणुभार ४६ और N_2O_4 का ९२ है। अतः २२.४ लीटर NO_2 का भार ४६, और २२.४ लीटर N_2O_4 का भार ९२ है। य लीटर NO_2 का भार = $\frac{य \times ४६}{२२.४}$ है। ११.२-य लीटर N_2O_4 का भार = $\frac{(११.२-य) ९२}{२२.४}$

$$\therefore \text{वाष्पघनत्व} = \frac{य \times ४६}{२२.४} + \frac{(११.२-य) ९२}{२२.४} = \frac{४६ (२२.४-य)}{२२.४}$$

आयतन की दृष्टि से प्रतिशतता NO_2 की (प्र) = $\frac{१००य}{११.२}$, अथवा य = $\frac{११.२प्र}{१००}$

$$\therefore \text{वाष्प घनत्व} = \frac{४६}{२२.४} \left(२२.४ - \frac{११.२प्र}{१००} \right) = ४६ (१ - ०.०००५ प्र)$$

$$\therefore प्र = २०० \left(१ - \frac{\text{वा. घ.}}{४६} \right)$$

(२) भार की दृष्टि से प्रतिशतता निकालना और आसान है।

तापक्रम	वाष्पघनत्व (H = १)	NO ₂ प्रतिशत	
		आयतन से	भार से
२६.७°	३८.२	३४.०	२०.१
६०.२°	३०.०	६६.८	५२.८
१००.१°	२४.२	६४.८	८६.३
१३५.०°	२३.०५	६८.८	६६.१
१४०.०°	२२.६६	६६.१	१००

१३५°-१४०° तापक्रम के ऊपर और गरम करने पर घनत्व कुछ और कम होता है। १४०° के निकट लगभग शत प्रतिशत गैस नाइट्रोजन परौक्साइड, NO₂, है, शुद्ध NO₂ का घनत्व २३ होना चाहिये। शुद्ध N₂O₄ का घनत्व इसका दुगुना (४६) होता है। सारणी में दिये गये तापक्रमों पर घनत्व २२ और ४४ के ही बीच की कोई संख्या है।

प्रतिक्रियायें—

(१) नाइट्रोजन परौक्साइड न तो जलता है, और न जलने में

सर्वयोग $\frac{४६ (२२.४-य)}{२२.४}$ में NO₂ = $\frac{य \times ४६}{२२.४}$; अर्थात् २२.४-य में य।

अतः १०० में $\frac{१०० य}{२२.४-य}$

∴ प्रतिशतता = $\frac{१०० य}{२२.४-य}$

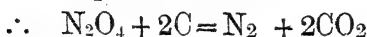
वा. घ. = $\frac{४६ (२२.४-य)}{२२.४} = ४६ - \frac{४६ य}{२२.४}$

∴ य = $\left(\frac{४६-वा. घ.}{४६} \right) २२.४$

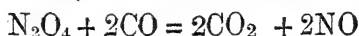
= $२२.४ - \frac{वा. घ. २२.४}{४६}$

∴ प्रतिशतता = $\frac{१०० (२२.४ - \frac{वा. घ. \times २२.४}{४६})}{वा. घ. \times २२.४} = \left(\frac{४६००}{वा. घ.} - १०० \right)$

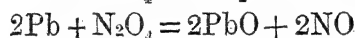
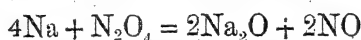
सहायक है। केवल जलता हुआ फॉस्फोरस और दहकता कोयला, जो जलने पर उच्च तापक्रम देते हैं, इसमें जलते रहते हैं क्योंकि वे इसे विभक्त कर देते हैं।



(२) कार्बन एक्जोक्साइड इस गैस में जल कर स्वयं द्विऑक्साइड बनता है और इसे नाइट्रिक ऑक्साइड में परिणत कर देता है—

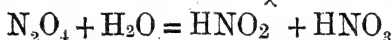


(३) सोडियम और सीसा भी इसी प्रकार प्रतिक्रिया करते हैं—



(४) फेरस सल्फेट या फेरस क्लोराइड के साथ यह स्थायी योगजात यौगिक $4\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}_2$ या $4\text{FeCl}_2 \cdot \text{NO}_2$ बनाता है (जैसे कि नाइट्रिक ऑक्साइड के साथ $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$)।

(५) पानी के संसर्ग से यह नाइट्रिक और नाइट्रस एसिड दोनों देता है—



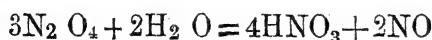
फिर नाइट्रस एसिड विभक्त हो जाता है। यदि पानी न हो तो विभक्त होने की क्रिया इस प्रकार होती है—



पर पानी के आधिक्य में नाइट्रस एसिड निम्न प्रकार विभक्त होगा—



इस प्रकार यदि नाइट्रोजन परीक्साइड को पानी में प्रवाहित करें तो अन्तिम फल यह होगा कि नाइट्रिक एसिड बनेगा और नाइट्रिक ऑक्साइड गैस निकलेगी—



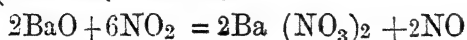
नाइट्रिक एसिड के संश्लेषण में इस प्रतिक्रिया का महत्व है।

(६) उर्ध्वत प्रतिक्रियाओं के अनुसार ही, यदि नाइट्रोजन परीक्साइड को कास्टिक सोडा के विलयन में प्रवाहित किया जाय तो नाइट्राइट और नाइट्रेट दोनों बनेंगे और कुछ नाइट्रिक ऑक्साइड भी बनेगा।

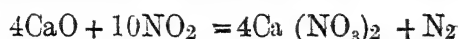


अतः स्पष्टतः क्षारों के विलयनों में नाइट्रोजन परीक्साइड को पूर्णतः शोषित नहीं किया जा सकता क्योंकि नाइट्रिक ऑक्साइड बहुत कम विलेय है।

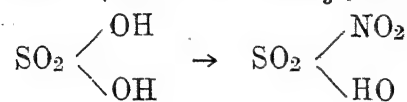
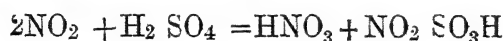
२००° पर बेराइट्रा इस गैस में दहकने लगता है। बेरियम नाइट्रेट और नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—



चूने, या जस्ते के ऑक्साइड को इसके संपर्क में गरम करने पर भी ऐसी ही प्रतिक्रिया होती है। कभी कभी नाइट्रोजन भी निकलता है—



(७) नाइट्रोजन परीक्साइड सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में विलेय है और नाइट्रोसो-सलफ्यूरिक एसिड बनता है।

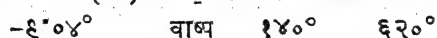
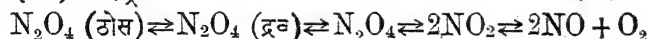


सलफ्यूरिक एसिड

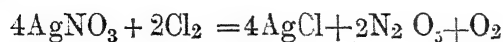
नाइट्रोसो-सलफ्यूरिक
एसिड

(८) उपचायक होने के कारण यह पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में से आयोडीन मुक्त कर देता है।

(९) नाइट्रोजन परीक्साइड का निम्न साम्य उल्लेखनीय है—



नाइट्रोजन पंचौक्साइड, $\text{N}_2 \text{O}_5$ —(१) सन् १८४६ में डेविल (Deville) ने शुष्क रजत नाइट्रेट पर क्लोरीन की प्रतिक्रिया से इसे बनाया था—

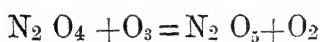


(२) इसके बनाने की सबसे आसान विधि यह है कि जल रहित नाइट्रिक एसिड (१ भाग) पर फॉस्फोरस पंचौक्साइड (२ भाग) की प्रति-

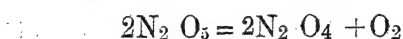
क्रिया की जाय। दोनों को ठंडे तापक्रम पर मिलाते हैं, और फिर $60^{\circ}-70^{\circ}$ तक गरम करते हैं। नाइट्रोजन पंचौक्साइड की वाष्पें उड़ती हैं, जिन्हें अच्छी तरह ठंडा करके पंचौक्साइड का पीला ठोस पदार्थ मिलता है।



(३) ठंडे किये हुये द्रव नाइट्रोजन चतुः ऑक्साइड में ओज़ोन प्रवाहित करने पर भी मणिमय पंचौक्साइड बनता है—

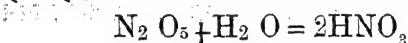


शुद्ध नाइट्रोजन पंचौक्साइड के सफेद जलग्राही मणिम होते हैं, जो 0° के नीचे स्थायी है, पर हवा के तापक्रम पर विभक्त होने लगते हैं। विभक्त होने पर यह पीले पड़ जाते हैं—



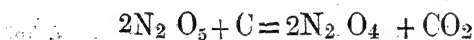
ये मणिम 28.5° पर पिघलते हैं, और पिघलने के साथ साथ विभक्त भी होते हैं। पिघलने पर काला भूरा द्रव मिलता है। 50° पर इसमें से भूरी भापें (NO_2) निकलने लगती हैं। अगर मणिम को यकायक गरम कर दिया जाय, तो इनमें विस्फोट होता है।

नाइट्रोजन पंचौक्साइड जल के योग से नाइट्रिक एसिड देता है इसी-लिये इसे नाइट्रिक ऐनहाइड्राइड भी कहते हैं। प्रतिक्रिया में गरमी पैदा होती है।



फॉस्फोरस और पोटैसियम द्रव पंचौक्साइड में थोड़ा सा गरम करने पर जलने लगते हैं।

द्रव पंचौक्साइड के उबलने पर भी कोयला इसे विभक्त नहीं कर पाता पर कोयला पहले जला लिया जाय, तो इसमें ज़ोरों से जलता रहता है।



गन्धक इसमें जल कर सफेद धूप देता है, जिसे ठंडा करने पर नाइट्रो-सलफोनिक ऐनहाइड्राइड, $S_2O_5 (NO_2)_2$, बनता है।

सान्द्र नाइट्रिक एसिड में इस पंचौक्साइड को घोल कर ठंडा करने पर $N_2 O_5 \cdot 2HNO_3$ के मणिम मिलते हैं (द्रवणांक 5°)।

नाइट्रोजन त्रिऑक्साइड, NO_3 —नाइट्रोजन परीक्साइड और ऑक्सी-

जन के मिश्रण पर विद्युत् विसर्ग की प्रतिक्रिया से यह तैयार किया गया है। यह नीरंग ठोस पदार्थ है जो 180° के नीचे ही स्थायी है।

नाइट्रोजन के ऑक्सि-ऐसिड—नाइट्रोजन के पाँच ऑक्सि-ऐसिड उल्लेखनीय हैं—

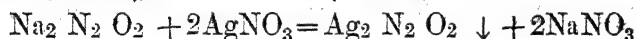
- | | |
|------------------------|-------------|
| १. हाइपोनाइट्रस ऐसिड | $H_2N_2O_2$ |
| ५. हाइड्रोनाइट्रस ऐसिड | H_2NO_2 |
| ३. नाइट्रस ऐसिड | HNO_2 |
| ४. नाइट्रिक ऐसिड | HNO_3 |
| ५. परनाइट्रिक ऐसिड | HNO_5 |

हाइपोनाइट्रस ऐसिड, $H_2N_2O_2$ —सन् १८७१ में डाइवर्स (Divers) ने सोडियम नाइट्राइट या नाइट्रेट के विलयन को सोडियम संरस से अपचित करके एक द्रव प्राप्त किया। शिथिल किये जाने पर यह द्रव रजत नाइट्रेट के साथ पीला अवक्षेप देता है। पहले तो यह अवक्षेप $AgNO$ समझा जाता था, और जिस अम्ल का यह लवण है उसे डाइवर्स ने हाइपोनाइट्रस ऐसिड नाम दिया। बाद को पता चला कि यह अम्ल HNO नहीं, प्रत्युत इसका द्विगुण $H_2N_2O_2$ है।

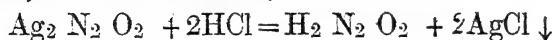
(१) सोडियम नाइट्राइट और सोडियम संरस के साथ इस प्रकार प्रतिक्रिया होती है—



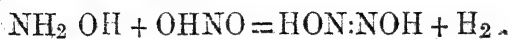
यह सोडियम हाइपोनाइट्राइट रजत नाइट्रेट के साथ शिथिल विलयन में सिलवर हाइपोनाइट्राइट का पीला अवक्षेप देता है—



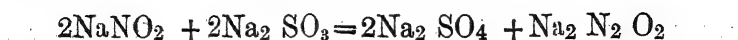
सिलवर हाइपोनाइट्राइट के अवक्षेप को हलके हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ खरल में पीसने पर हाइपोनाइट्रस ऐसिड मुक्त हो जाता है। अवक्षेप को छान कर अलग कर लेते हैं।



(२) नाइट्रस ऐसिड और हाइड्रॉक्सिलेमिन की प्रतिक्रिया से भी हाइपोनाइट्रस ऐसिड देता है—

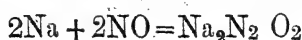


(३) सल्फाइट और नाइट्राइट के योग से भी हाइपोनाइट्राइट बनते हैं।



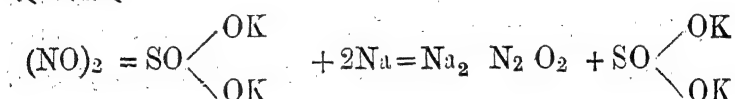
(४) सोडियम हाइड्रॉक्सिलेमिन सल्फोनेट, $\text{OH} \cdot \text{NH} (\text{SO}_3\text{Na})$, और कार्बोसिड एसिड की प्रतिक्रिया से भी सोडियम हाइपोनाइट्राइट बनता है—
 $2\text{OH} \cdot \text{NHSO}_3\text{Na} + 4\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{Na}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$

(५) यदि द्रव अमोनिया में सोडियम घोला जाय और फिर नाइट्रिक ऑक्साइड प्रवाहित किया जाय तो भी सोडियम हाइपोनाइट्राइट बनता है—



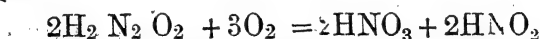
(६) पिरिडिन के सोडियम यौगिक को बैज़ीन में छितरा कर यदि उसमें नाइट्रिक ऑक्साइड प्रवाहित करें, तब भी सोडियम हाइपोनाइट्राइट बनता है।

(७) पोटैशियम नाइट्रोसो-सल्फेट और सोडियम संरस के योग से भी यह बनता है—

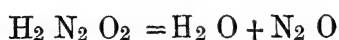


इन सब विधियों से सोडियम हाइपोनाइट्राइट बनता है, जो रजत नाइट्रेट के योग से रजत हाइपोनाइट्राइट में परिणत किया जाता है। यदि जल रहित हाइड्रोक्लोरिक एसिड को ईथर में घोलें, और फिर रजत हाइपोनाइट्राइट इसमें छोड़ें, तो हाइपोनाइट्रस एसिड का विलयन मिलेगा। शून्य में इसे उड़ाने पर मणिभीय हाइपोनाइट्रस एसिड मिलेगा।

शुद्ध हाइपोनाइट्रस एसिड के सफेद पत्र होते हैं। रगड़ खाने पर यह विस्फोट देता है। यह इतना निर्बल अम्ल है कि सोडियम कार्बोनेट के योग से बुदबुदाहट नहीं देता। हवा में रख छोड़ने पर धीरे धीरे निम्न प्रकार विभक्त होता है—

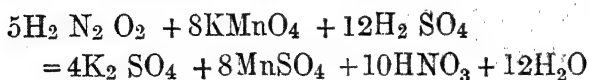


अकेले गरम किये जाने पर यह निम्न प्रतिक्रिया देता है—

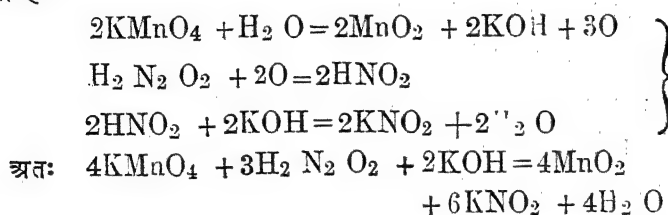


अतः सोडियम हाइपोनाइट्राइट के विलयन को हलके सलपथूरिक एसिड के साथ गरम करने पर नाइट्रस ऑक्साइड गैस निकलती है जो सुलगती चिनगारी को प्रज्वलित कर देती है।

हाइपोनाइट्रस ऐसिड अपचायक है। पोटैसियम परमैंगनेट के योग से अम्लीय विलयन में यह नाइट्रिक ऐसिड बन जाता है—

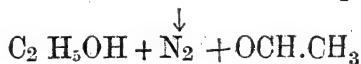
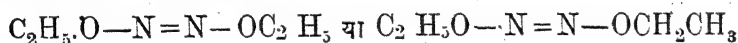


पर क्षारीय विलयनों में परमैंगनेट की प्रतिक्रिया से यह नाइट्राइट देता है—



हाइपोनाइट्रस ऐसिड का सूत्र HNO नहीं, प्रत्युत द्विगुण $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ है, इसकी पुष्टि निम्न आधार पर होती है।

(१) इसका एथिल एस्टर $(\text{C}_2\text{H}_5)_2 \text{N}_2\text{O}_2$, विभक्त होने पर एल-कोहल, एलडीहाइड और नाइट्रोजन देता है, जिससे स्पष्ट है कि इसमें ऐज़ो समूह $-\text{N}=\text{N}-$ है—



• यह एथिल हाइपोनाइट्राइट एथिल आयोडाइड और रजत हाइपोनाइट्राइट के योग से बनता है। इसका वाष्प-घनत्व भी यही बताता है कि इसका सूत्र $(\text{C}_2\text{H}_5\text{N}_2\text{O}_2)_2$ है।

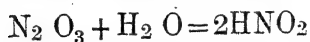
(२) हाइपोनाइट्रस ऐसिड का सूत्र द्विगुण होने से यह द्विमसमिक अम्ल हो जाता है, अतः इसके लवण भी दो श्रेणियों के होने चाहिये, $\text{KH} \cdot \text{N}_2\text{O}_2$ और $\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2$ । ऐसा है भी। शिथिल बिन्दु $\text{KH} \cdot \text{N}_2\text{O}_2$ स्थिति में ही आ जाता है।

(३) ऐसिड के विलयन का द्रवणांक भी बताता है कि इसका सूत्र द्विगुण है।

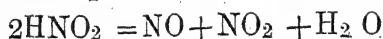
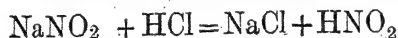
हाइड्रोनाइट्रस ऐसिड और हाइड्रोनाइट्राइट $-\text{H}_2\text{NO}_2-$ द्रव अमोनिया में सोडियम घोल कर सोडियम नाइट्राइट से प्रतिक्रिया करने पर

सोडियम हाइड्रोनाइट्राइट, Na_2NO_2 , बनता है। यह अस्थायी यौगिक है, और $100^\circ-130^\circ$ पर उग्रतापूर्वक विभक्त होता है। मुक्त ऐसिड, H_2NO_2 , नहीं ज्ञात है।

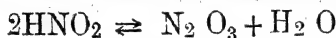
नाइट्रस ऐसिड (Nitrous acid), HNO_2 —यह अस्थायी ऐसिड है, और सुरक्षित नहीं रखा जा सकता। पर इसके लवण स्थायी हैं। द्विनाइट्रोजन विआक्साइड, N_2O_3 , और पानी के योग से 0° पर नाइट्रस ऐसिड निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार बनता है—



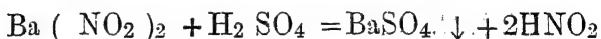
नाइट्राइटों के विलयन में हलका सलफ्यूरिक, हाइड्रोक्लोरिक या ऐसीटिक ऐसिड ही क्यों न डाला जाय, पहले तो नाइट्रस ऐसिड बनता है, पर यह एकदम विभक्त हो जाता है, और विलयन बुदबुदाने लगता है—



नाइट्रोजन पराक्साइड की भूरी वाष्पें निकलती हैं, विलयन का आरंभ में हलका नीला रंग पड़ जाता है क्योंकि N_2O_2 बनता है जिसका द्रवावस्था में चटक नीला रंग होता है। यदि इस नीले विलयन को क्लोरोफार्म के साथ हिलाया जाय तो यह नीला रंग क्लोरोफार्म में भी आ जाता है।



बेरियम नाइट्राइट के विलयन में बर्फीला ठंडा हलका सलफ्यूरिक ऐसिड डाला जाय तो N_2O_5 शक्ति का नाइट्रस विलयन तैयार हो सकता है। बेरियम सल्फेट का अवक्षेप छान कर अलग कर डालना चाहिए—



नाइट्रस ऐसिड का हलका विलयन ठंडे तापक्रम पर निम्न प्रतिक्रिया के आधार पर विभक्त होता है, जिसमें नाइट्रिक ऐसिड और नाइट्रिक आक्साइड बनते हैं—

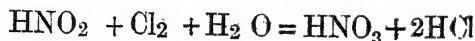


नाइट्रस ऐसिड बड़ा सक्रिय यौगिक है। यह अपचयन और उपचयन दोनों ही परिस्थिति के अनुसार कर सकता है।

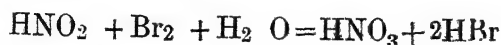
अपचयन प्रतिक्रिया—इस प्रतिक्रिया द्वारा नाइट्रस ऐसिड नाइट्रिक ऐसिड में परिणत होता है—



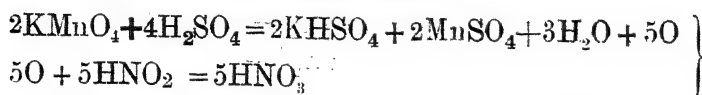
(१) इस प्रकार क्लोरिन के योग से निम्न प्रतिक्रिया होती है—



(२) इस तरह ब्रोमीन से भी—

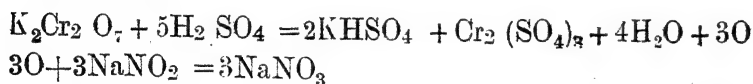


(३) पोटैसियम परमैंगनेट से इसी प्रकार—



यह प्रतिक्रिया किसी भी नाइट्राइट के साथ की जा सकती है। नाइट्राइट का अनुमापन इसके आधार पर परमैंगनेट के विलयन से किया जा सकता है।

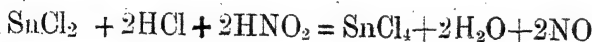
(४)-पोटैसियम द्विक्रोमेट, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, से भी नाइट्राइट नाइट्रेट में परिणत होता है—



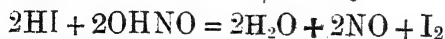
उपचयित प्रतिक्रिया—जिन प्रतिक्रियाओं में नाइट्रस एसिड उपचायक का काम करता है, उनमें नाइट्रिक ऑक्साइड निकलता है—



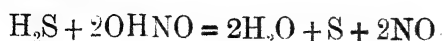
(१) यह स्टैनस क्लोराइड के विलयन को उपचित करके स्टैनस क्लोराइड में परिणत करता है—



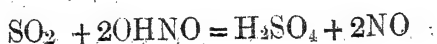
(२) यह पोटैसियम आयोडाइड के अम्लीय विलयन में से आयोडीन मुक्त करता है—



(३) हाइड्रोजन सल्फाइड और नाइट्रस एसिड के योग से गन्धक का अवक्षेप आता है—

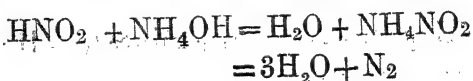


(४) गन्धक द्विऑक्साइड का उपचयन होकर सल्फ्यूरिक एसिड बनता है—

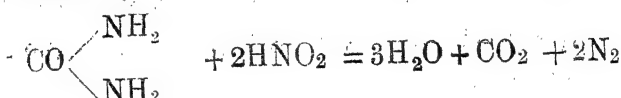


अन्य प्रतिक्रियायें—

(१) नाइट्रस एसिड अमोनिया के साथ अमोनियम नाइट्राइट देता है, जो गरम करने पर विभक्त होकर नाइट्रोजन देता है—



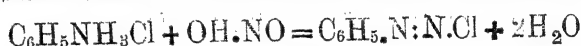
(२) यूरिया के साथ भी इसी प्रकार की प्रतिक्रिया होती है जिसमें नाइट्रोजन निकलता है ।



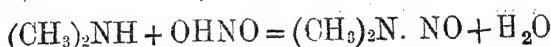
(३) ऐलिकैटिक ऐमिनो, जैसे CH_3NH_2 , के साथ यह मेथिल एल्कोहल देता है—



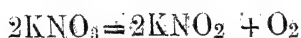
पर ऐरोमैटिक ऐमिनो के साथ ठंडे तापक्रम पर डायज़ो यौगिक देता है—



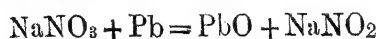
द्वितीय-ऐमिनो के साथ नाइट्रोसो यौगिक देता है—



नाइट्राइट (Nitrite)—सन् १७७४ में शीले (Scheele) ने यह देखा कि शीरे को तपाने के बाद जो लवण बच रहता है, वह एसिडों के योग से भूरी वाष्प देता है । उसका अनुमान ठीक था, कि यह किसी नये अम्ल का लवण है—

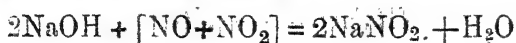


यदि पोटैशियम या सोडियम नाइट्रेट को सीसा या लौह के साथ तपाये तो नाइट्राइट जस्दी बनता है । फिर पानी में घोल और छान कर नाइट्राइट पृथक् किया जा सकता है—

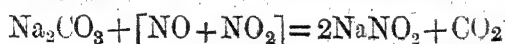


सोडियम नाइट्राइट का उल्लेख पहले किया जा चुका है। पोटैशियम नाइट्राइट भी इसी प्रकार बनाते हैं। इसके रवे उतनी आसानी से नहीं बनते जितने कि सोडियम नाइट्राइट के। पोटैशियम नाइट्राइट के सान्द्र विलयन में एलकोहल डालने से यह अवक्षिप्त हो जाता है। यह दण्डिकाओं के रूप में बेचा जाता है।

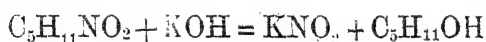
नाइट्रिक एसिड को आर्लीनियस ऑक्साइड के साथ गरम करके जो लाल वाष्प ($\text{NO} + \text{NO}_2$) के मिश्रण की बनती है, उन्हें कास्टिक सोडा या कास्टिक पोटाश के विलयन में प्रवाहित करके सोडियम या पोटैशियम नाइट्राइट आसानी से बनाया जा सकता है—



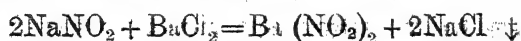
कास्टिक सोडा की जगह सोडियम कार्बोनेट भी ले सकते हैं—



एमिल नाइट्राइट और एलकोहलीय पोटाश की प्रतिक्रिया से भी शुद्ध पोटैशियम नाइट्राइट बनता है—

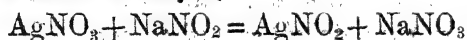


गरम संतृप्त सोडियम नाइट्राइट और बेरियम क्लोराइड के विलयनों को मिलाने पर बेरियम नाइट्राइट का विलयन मिलता है; सोडियम-क्लोराइड के मणिम छान कर पृथक् कर देते हैं—



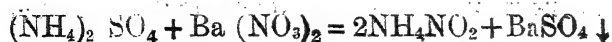
इसके रवां, $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, को सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर सुखाया जा सकता है।

सोडियम नाइट्राइट और रजत नाइट्रेट के योग से रजत नाइट्राइट, AgNO_2 , भी बनाया जा सकता है—



यह ठंडे पानी में कम, पर गरम पानी में अधिक विलेय है, अतः गरम विलयन में से इसके मणिम पृथक् किये जा सकते हैं।

अमोनियम नाइट्राइट बेरियम नाइट्राइट और अमोनियम सल्फेट की विनिमय प्रतिक्रिया से बना सकते हैं—

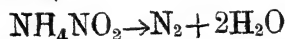


इसके विलयन को ठंडे तापक्रम पर शून्य में उड़ाना चाहिये। ऐसा करने पर इसके मणिम मिलते हैं। अमोनियम कार्बोनेट के विलयन में $[NO + NO_2]$ की भाँपें (आर्सीनियस ऐसिड और नाइट्रिक ऐसिड के योग से उत्पन्न) प्रवाहित करने पर भी यह बनता है—

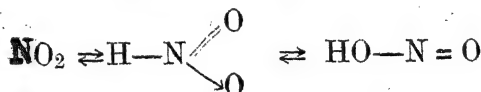


विलयन में निरपेक्ष एलकोहल डालने पर अमोनियम नाइट्राइट एलकोहल में आ जायगा और फिर ईथर के योग से इसे अवक्षिप्त कर सकते हैं।

अमोनियम नाइट्राइट के रवे जलग्राही होते हैं और 90° तक गरम करने पर विभक्त हो जाते हैं—

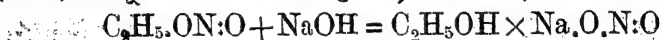


नाइट्रस ऐसिड का संगठन—यह एक भास्मिक अम्ल है और क्योंकि पानी और $[NO + NO_2]$ के योग से बनता है, इसका सूत्र HNO ठहरता है। इसे निम्न प्रकार लिख सकते हैं—

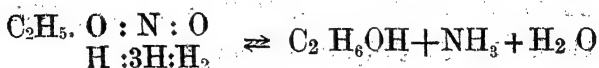


इन दोनों सूत्रों में से एक में तो हाइड्रोजन ठीक नाइट्रोजन के साथ संयुक्त है, और दूसरे में यह ऑक्सीजन से संयुक्त है।

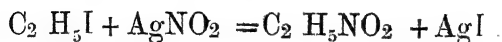
यदि एथिल एलकोहल को सोडियम नाइट्राइट और सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ स्वित किया जाय तो एथिल नाइट्राइट बनता है। यह एक द्रव है जिसका क्वथनांक 17° है। कौस्टिक सोडा द्वारा इसका उदविच्छेदन करने पर एथिल एलकोहल और सोडियम नाइट्राइट बनता है। अतः स्पष्ट है कि इसमें एथिल मूल ऑक्सीजन से संयुक्त है, न कि नाइट्रोजन से।



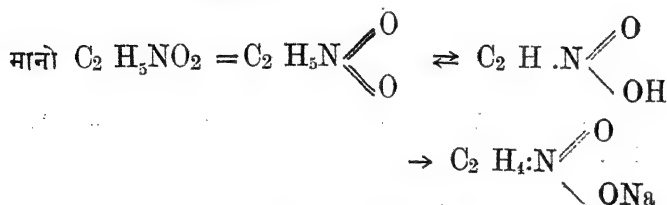
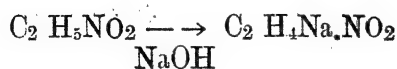
यह बात इससे भी पुष्ट होती है कि वंग और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड द्वारा अपचयन करने पर अमोनिया और एथिल एलकोहल बनता है—



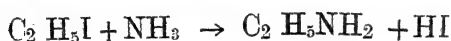
अब दूसरे प्रकार से विचार करना चाहिये। एथिल आयोडाइड और रजत नाइट्राइट के योग से एक यौगिक बनता है जो उपर्युक्त एथिल नाइट्राइट का संस्वरूप है—



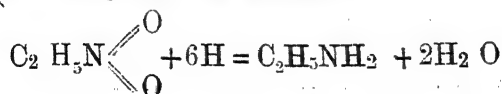
इसे नाइट्रोएथेन कहेंगे। इसका कथनांक एथिल नाइट्राइट से बिल्कुल भिन्न है। क्वथनांक $113-114^\circ$ है। कार्बिक सोडा द्वारा इसका उद्विग्न च्छेदन नहीं होता। C_2H_5 का केवल एक हाइड्रोजन Na से स्थापित हो जाता है, मानो कि यह हाइड्रोजन अम्लीय हो—



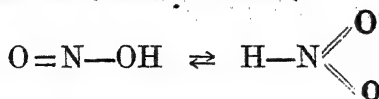
यह नाइट्रोएथेन अपचयन करने पर एथिलेमिन देता है जो $C_2H_5NH_2$ है। यह यौगिक एथिल आयोडाइड और अमोनिया के योग से भी बनता है—



अतः स्पष्टतः इसकी रचना $C_2H.N \begin{array}{c} \diagup O \\ \diagdown O \end{array}$ है अर्थात् इसमें एथिल मूल नाइट्रोजन से संयुक्त है, न कि ऑक्सीजन से—



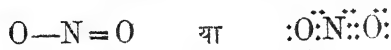
अब क्योंकि ये दोनों ही यौगिक सोडियम नाइट्राइट के योग से बनते हैं अतः यह कहना कठिन है कि नाइट्रस एसिड का सूत्र निम्न दोनों में से कौन सा है। बहुत संभव है कि दोनों में साम्य हो—



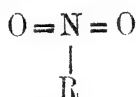
नाइट्राइट आयन $[O=N-O]^-$ है। इसमें दो ऑक्सीजन परमाणुओं के संयोज्यता वाले (बाह्यतम कक्षा) $6 \times 2 = 12$ ऋणाणु, नाइट्रोजन के ५ ऋणाणु और आयनीकरण होते समय धातु से १ ऋणाणु इस प्रकार सब मिलकर $6 + 6 + 5 + 1 = 18$ ऋणाणु हैं—



तीन परमाणुओं (N + 2O) के अष्टक अलग अलग होने के लिये २४ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या = $\frac{1}{2}(24 - 10) = 7$ ।



अतः यह स्पष्ट है कि नाइट्रो समूह में भी नाइट्रोजन की संयोज्यता पाँच नहीं हो सकती जैसा कि निम्न रचना

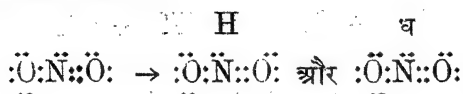


के लिये आवश्यक है। १६ ऋणाणु तो केवल $\text{O}=\text{N}=\text{O}$ के लिये चाहिये—



इसमें नाइट्रोजन का अष्टक पूरा है, अतः अब दूसरे मूल (R) से यह कैसे संयुक्त हो सकता है। (ऋणाणु सिद्धान्त के आधार पर स्पष्टतः किसी भी तत्त्व की संयोज्यता ४ से अधिक नहीं हो सकती, क्योंकि संयोज्यता ४ होने पर अष्टक पूरा हो जाता है। किसी भी तत्त्व के बाह्यतम कक्ष पर ८ से अधिक ऋणाणु हो ही नहीं सकते।)

इस प्रकार नाइट्राइट आयन, नाइट्रस एसिड और धातुओं (ध) के नाइट्राइट का सूत्र यह होगा—

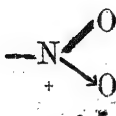


नाइट्राइट
आयन

नाइट्रस
एसिड

धातु नाइट्राइट

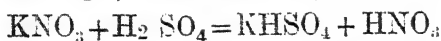
ऐलिफैटिक और ऐरोमैटिक नाइट्रो समूह— NO_2 की रचना अतः यह मानी जाती है—



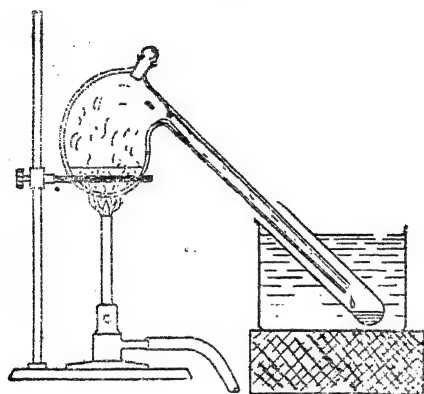
परायतन (parachor) मान के आधार पर भी इसी की पुष्टि होती है। $\text{O}=\text{N}=\text{O}$ का परायतनिक मान हिसाब लगाने पर ६७.६ ठहरता है और यदि एक अर्ध-अबु-बन्धन (semipolar bond) मान कर सूत्र

$\text{O} \leftarrow \text{N}^+ = \text{O}$ समझा जाय तो परायतनिक मान ७४.१ हिसाब लगा कर आता है पर वास्तविक मान नाइट्रिक यौगिकों में ७४.५ है। अतः अर्धध्रुवी बन्धन वाला सूत्र ही मान्य है।

नाइट्रिक एसिड (Nitric Acid)—नाइट्रेट, शोरा या सुर्वाच तो सभी सभ्य देशों का परिचित पदार्थ रहा है। नाइट्रोजन के यौगिकों में सब से अधिक महत्व इसी का है। कहा जाता है कि गीबेर (Geber) ने ७७८ ई० में शोरे, तूतिये और फिटकरी के मिश्रण को खचित करके इसे पहले पहल तैयार किया। यह सभी जानते हैं कि तूतिये को गरम करने से सलफ्यूरिक एसिड बना होगा और इसने शोरे के योग से नाइट्रिक एसिड दिया—



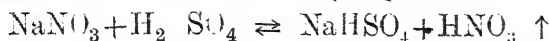
सबसे पहले ग्लौबर (Glauber) (१६०१-६८) ने सान्द्र



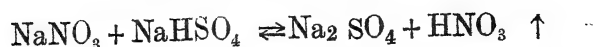
सलफ्यूरिक एसिड जिसे 'कर्सस का तेल' कहते थे और शोरे के मिश्रण को गरम करके धूम्रवान नाइट्रिक एसिड बनाया। सन् १७७६ में लेव्वाज़िये ने यह दिखाया कि नाइट्रिक एसिड में ऑक्सीजन भी है। १७८५ में कैवेंडिश (Cavendish) ने नाइट्रिक एसिड के संगठन की सीमांसा की, और यह स्पष्ट किया कि नाइट्रोजन और

चित्र ६२—नाइट्रिक एसिड बनाना ऑक्सीजन और पानी के योग से यह एसिड बनता है।

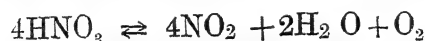
प्रयोगशाला में नाइट्रिक एसिड पोटैशियम या सोडियम नाइट्रेट और सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड के योग से बनता है। दोनों के मिश्रण का खबण करने पर आरम्भ में तो प्रतिक्रिया इस प्रकार होती है—



पर यदि शोरे की मात्रा अधिक ली जाय, तो सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट भी फिर प्रतिक्रिया करता है। नाइट्रिक एसिड की वाष्पें ठंडी कर ली जाती हैं, या इन्हें पानी में घोल लेते हैं।

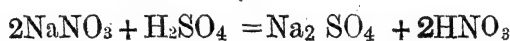


शुद्ध नाइट्रिक एसिड नीरंग विलयन देता है, पर बहुधा सान्द्र एसिड में कुछ पीला रंग होता है। बात यह है, कि स्रवण के तापक्रम पर कुछ नाइट्रिक एसिड निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार विभाजित होकर नाइट्रोजन परॉक्साइड, NO_2 , देता है, जो एसिड में विलेय है और पीला रंग देता है।



इस नाइट्रिक एसिड को जलऊष्मक पर क्षीण दाब में फिर खवित किया जाय तो शुद्ध नाइट्रिक एसिड मिलता है। इस प्रकार प्राप्त एसिड में ओज़ोन मिश्रित ऑक्सीजन भी प्रवाहित करते हैं। यह एसिड नीरंग द्रव है। घनत्व 1.52 है। 50 प्रतिशत एसिड को ठंडा करने पर नीरंग मणिम भी मिलते हैं, जिनका द्रवणांक -41.3° है।

शोरे से नाइट्रिक एसिड का व्यापार—ऊपर दी गयी प्रतिक्रिया के अनुसार शोरे और सल्फ्यूरिक एसिड को गरम करके नाइट्रिक एसिड बनाते हैं। पहले तो यह प्रथा थी कि शोरा अधिक लेते थे और सल्फ्यूरिक एसिड कम और इस प्रकार ऊँचे तापक्रम पर गरम करने पर सोडियम सल्फेट और नाइट्रिक एसिड बन जाता था। इस प्रतिक्रिया का उपयोग यह था, कि उतने ही सल्फ्यूरिक एसिड से दुगुना नाइट्रिक एसिड मिल जाता था—

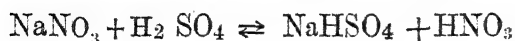


पर जो सोडियम सल्फेट बनता है, उसको तब भभके में इतनी कड़ी जम जाती है कि आसानी से खोद कर बाहर नहीं निकाली जा सकती। काँच के भभके को तो बिना तोड़े यह निकलती ही नहीं। सल्फ्यूरिक एसिड के खर्चों की जो बचत होती है, उससे अधिक खर्चा इस सोडियम सल्फेट को खोद कर भभके में से निकालने में होता है।

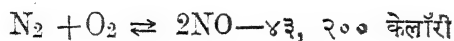
इसके विपरीत सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट गरम होने पर शीघ्र गल जाता है (गलने पर $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ देता है) —



और गरम गल्य द्रव आसानी से एक छेद द्वारा बाहर निकाला जा सकता है। इसीलिये, अब नाइट्रिक एसिड के व्यापार में इतना शोरा लेते हैं, और ऐसा तापक्रम रखते हैं, कि सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट के बनने तक ही प्रतिक्रिया अग्रसर हो—



हवा और पानी से नाइट्रिक एसिड का व्यापार—यदि नाइट्रोजन और ऑक्सीजन के मिश्रण का तापक्रम बहुत ऊँचा रखा जाय तो निम्न साम्य स्थापित होता है—



इस प्रतिक्रिया के अनुसार, जो तापशोषक (endothermic) है, जब नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है तो ताप का शोषण होता है, अतः जितना ही तापक्रम ऊँचा होगा उतना ही नाइट्रिक एसिड अधिक बनेगा (वायुट हौफ और शेतेलिये के सिद्धान्त के आधार पर) । नर्न्स्ट (Nernst) ने इस सम्बन्ध में निम्न अंक दिये हैं—

तापक्रम	प्रतिशत नाइट्रिक ऑक्साइड
१८११°	०.३७
२१६५°	०.६७
२६७५°	२.२३
३०००°	५०.०

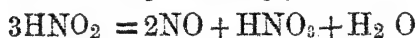
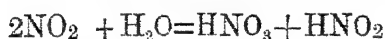
इन अंकों से स्पष्ट है कि ३०००° के लगभग का ही तापक्रम ऐसा है जिसमें इतना नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है, कि इसका उपयोग व्यापारी परिमाण तक किया जा सके । इतना ऊँचा तापक्रम तो विद्युत्-चाप (arc) में ही सरलता से मिल सकता है । यह भी स्पष्ट है कि यदि नाइट्रिक ऑक्साइड के इस मिश्रण का तापक्रम धीरे धीरे ठंडा किया जाय तो फिर यह विभक्त होकर नाइट्रोजन और ऑक्सीजन देगा, अतः आवश्यक यह है, कि जैसे ही नाइट्रिक ऑक्साइड ऊँचे तापक्रम पर बने, इसे चाप-से अलग करके फौरन तापक्रम एक दम १०००° से अधिक नीचा कर देना चाहिये । अर्थात् इतना समय ही न देना चाहिये कि प्रतिक्रिया दायें से बायें ओर को चल सके ।

अतः हवा से नाइट्रिक ऑक्साइड बनने की सफलता दो बातों पर निर्भरी है—पहले तो विधि में तापक्रम ३०००° तक पहुँचाने की आयोजना होना चाहिये, और दूसरे नाइट्रिक ऑक्साइड को एकदम ठंडा करने का विधान होना चाहिये ।

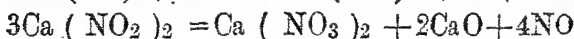
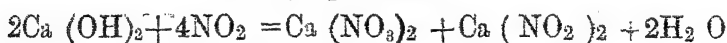
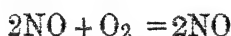
बर्कलैंड (Birkeland) और आइड (Eyde) की विधि—सन्

१९०२ में नार्वे के इन दो रसायनज्ञों ने इस विधि का उद्घाटन किया। जल से प्राप्त ३-४ लाख अश्वबल की बिजली का उपयोग इस काम के लिये किया जाता है। वृत्त के आकार की भट्टी होती है, जिसमें विद्युत् चाप द्वारा ३०००° के निकट का तापक्रम रहता है। विद्युत् चुम्बकों की सहायता से चाप को तान कर पतला और बृहद् आकार का कर लेते हैं। चाप इतना तनता है कि थोड़ी देर में टूट जाता है। टूटने पर फिर बनता, तनता और फिर टूटता है। यह क्रम बराबर बना रहता है। चाप पतले होने के कारण हवा की गैसों का मिश्रण इस तापक्रम पर कुछ क्षण ही रहने पाता है। चाप अत्यन्त फैले होने के कारण (६ फुट व्यास) बहुत सी हवा प्रतिक्रिया में भाग ले सकती है। इन दोनों विशेषताओं के कारण बर्कलैंड और आइड की विधि को सफलता मिल सकी है।

जो नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है, वह शीघ्र १५०° तक ठंढा कर लिया जाता है। फिर उपचायक प्रकोष्ठों में इसे नाइट्रोजन परीक्साइड में परिणत करते हैं। प्रकोष्ठों में प्रेनाइट स्तम्भ होते हैं जिनमें क्वार्ट्ज के टुकड़े होते हैं, इनके ऊपर पानी बहता रहता है। इसमें वाष्पें घुल कर ऐसिड देती हैं—



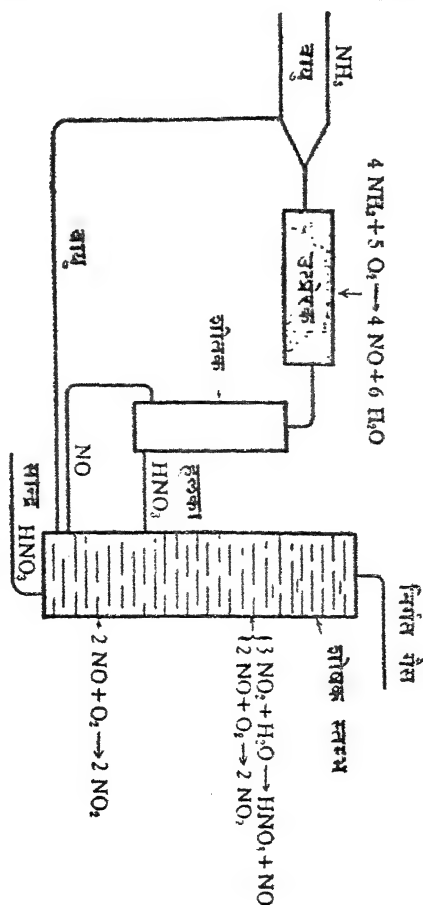
नाइट्रिक ऑक्साइड फिर उपचायक प्रकोष्ठों में NO_3 बनता है। यदि परीक्साइड चूने में शोषित किया जाय तो भास्मिक कैल्सियम नाइट्रेट बन जायगा—



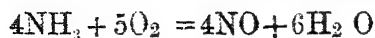
पोलिंग (Pauling) विधि—पोलिंग विधि भी बर्कलैंड-आइड विधि के समान है। केवल अन्तर यह है कि इसमें चाप को फैलाने के लिये विद्युत् चुम्बक का प्रयोग नहीं किया जाता। इसके विद्युत् द्वार V के आकार के होते हैं। इन विद्युत् द्वारों के भीतर ठंढा रखने के लिये पानी प्रवाहित होता रहता है। सिरों के बीच में चाप बनता है। इसमें होकर हवा का झोका अन्दर प्रविष्ट कराते हैं। झोके के प्रवाह में यह चाप V की भुजाओं की दिशा में फैल जाता है, इस प्रकार हवा चाप के बृहद् क्षेत्रफल के संपर्क में

आती है। चाप इतना फैलता है, कि फिर टूट जाता है। पुनः दूसरा चाप बनता है और यही क्रम चलता रहता है।

अमोनिया के उपचयन द्वारा नाइट्रिक एसिड—
नाइट्रिक एसिड के व्यापार में इस विधि का आजकल सबसे अधिक महत्व है। सन् १७८८ में मिलनर (Milner) ने यह देखा कि यदि अमोनिया को तप्त मैंगनीज़ द्विऑक्साइड पर प्रवाहित किया जाय तो नाइट्रोजन परीक्साइड की लाल वाष्पें मिलती हैं जो पानी के योग से नाइट्रिक एसिड देती हैं। सन् १८३६ में कूलमन (Kuhlmann) ने यह देखा कि यदि अमोनिया और हवा का मिश्रण तप्त प्लेटिनम पर प्रवाहित किया जाय तो नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है—



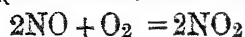
चित्र ६३—अमोनिया से नाइट्रिक एसिड



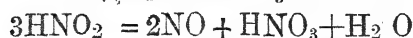
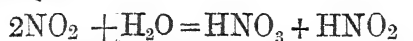
प्लेटिनम के अभाव में यह प्रतिक्रिया दूसरी तरह होती है जिसमें नाइट्रोजन ही बनता है—



यह नीरंग गैस, NO, ठंडे पड़ने पर हवा से कुछ और ऑक्सीजन लेकर नाइट्रोजन परीक्साइड बन जाती है—



जैसा पहले कहा जा चुका है, यह परीक्साइड पानी के योग से नाइट्रिक एसिड देता है—



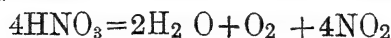
जो नाइट्रिक ऑक्साइड बच रहता है, उसका फिर उपचयन होता है, और यह क्रम लगातार चलता रहता है।

अमोनिया को नाइट्रिक ऑक्साइड में बदलने के लिये “उपचायक परिवर्तक” (oxidation converter) का प्रयोग करते हैं। इसमें १ आयतन अमोनिया, और ७.५ आयतन शुद्ध धूल रहित हवा का प्रयोग करते हैं। अथवा $\text{NH}_3 + 2\text{O}_2$ का मिश्रण (काफ़ी पानी की भाप मिलाकर जिससे उग्र विस्फोट न हो) लेते हैं। परिवर्तक में ऐल्यूमीनियम के सन्दूकचों पर प्लैटिनम की पतली जाली लगी रहती है। इसे बिजली से गरम करते हैं। परिवर्तक में भेजने से पूर्व गैसों को कभी कभी 500° तक गरम भी कर लिया जाता है। इस प्रकार ६० प्रतिशत के लगभग अमोनिया नाइट्रिक एसिड में परिणत कर लेते हैं। १ वर्ग फुट प्लैटिनम जाली की सहायता से प्रति २४ घंटों में १.७ टन नाइट्रिक एसिड तक इस विधि से तैयार किया जा सका है।

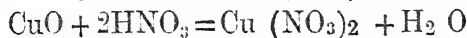
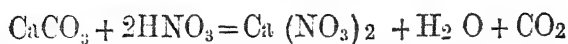
इस विधि में जिस अमोनिया का प्रयोग करते हैं, वह हाबर विधि से बनायी जा सकती है जिसका उल्लेख हम पीछे कर चुके हैं।

नाइट्रिक एसिड के साथ प्रतिक्रियायें—नाइट्रिक एसिड का उपयोग लगभग तीन प्रकार की प्रतिक्रियाओं के लिये है—(१) इसकी अम्लता के लिये, (२) इसके प्रबल उपचायक गुणों के कारण, और (३) नाइट्रिकरण के लिये। जितने विभिन्न प्रकार से यह विभाजित होता है, उतने से और कोई द्रव्य नहीं। प्रत्येक प्रतिक्रिया इस बात पर निर्भर है कि अम्ल की सान्द्रता क्या है, तापक्रम क्या है, और उत्प्रेरक क्या हैं। इसी प्रकार के परिस्थिति-भेद से प्रतिक्रिया की गति-विधि में भी अन्तर पड़ जाता है।

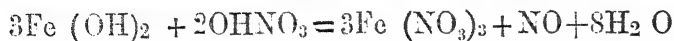
नाइट्रिक एसिड गरम किये जाने पर निम्न प्रकार विभक्त होता है—



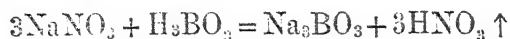
इसकी अम्लता वाले गुण तो साधारण हैं जो सभी अम्लों में पाये जाते हैं। यह प्रबल अम्ल है। पर विशुद्ध अम्ल-प्रतिक्रियायें उसी स्थिति में होती हैं, जहाँ उपचयन की संभावना न हो। हलका अम्लीय विलयन कार्बोनेट, हाइड्राइडों, या ऑक्साइडों की प्रतिक्रिया से नाइट्रेट देता है—



पर यदि फेरस हाइड्रॉक्साइड के साथ इस अम्ल का योग कराया जायगा तो पहले उपचयन होगा और फिर फेरिक नाइट्रेट लवण बनेगा। दोनों प्रतिक्रियायें एक समीकरण में इस प्रकार लिखी जा सकती हैं—

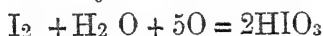
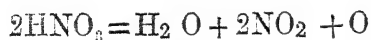


क्योंकि नाइट्रिक एसिड वाष्पशील है, इसलिये नाइट्रेटों को कम वाष्पशील अम्लों के साथ (जैसे सल्फ्यूरिक, फॉस्फोरिक या बोरिक) गरम करने पर नाइट्रिक एसिड मिल सकता है—



अधातुओं पर नाइट्रिक एसिड का प्रभाव—अधातुओं पर नाइट्रिक एसिड का उपचायक प्रभाव पड़ता है और बहुधा उच्चतम ऑक्सिड-अम्ल तैयार होते हैं—

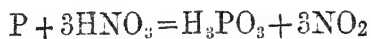
(१) आयोडीन गरम सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से आयोडिक एसिड देता है—



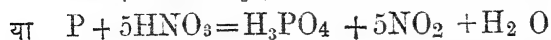
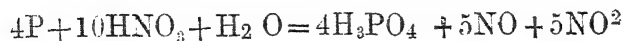
अथवा



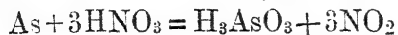
(२) फॉस्फोरस से पहले तो गरम करने पर फॉस्फोरस एसिड बनता है—



पर अन्त में गरम सान्द्र नाइट्रिक एसिड से फॉस्फोरिक एसिड बनता है—



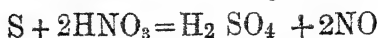
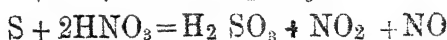
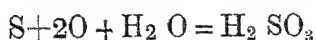
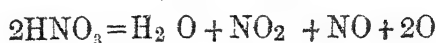
(३) आर्सेनिक के साथ भी पहले आर्सेनियस एसिड बनता है (हलके अम्ल के साथ गरम करने पर)—



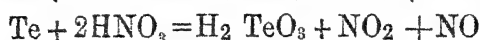
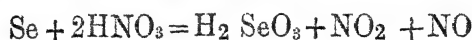
पर गरम सान्द्र एसिड से आर्सेनिक एसिड बनता है—



(४) गन्धक और सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से सल्फ्यूरिक एसिड बनता है, और कुछ सल्फ्यूरस एसिड भी—



(५) इसी प्रकार सेलीनियम और टेल्यूरियम नाइट्रिक एसिड के योग से सेलीनियस और टेल्यूरस एसिड देते हैं—



(६) हीरे पर तो नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया नहीं होती, पर ग्रेफाइट कार्बन एक हरित-पीत अविलेय ग्रेफिटिक एसिड (graphitic acid) देता है, —जो $\text{C}_{11}\text{H}_4\text{O}_5$ है। अमणिम कार्बन इस एसिड के योग से पहले तो मेलिटिक एसिड (mellitic acid), $\text{C}_6(\text{COOH})_6$, देता है, पर अन्त में कार्बन द्विऑक्साइड।

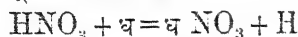
(७) वंग और सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से स्टैनिक ऑक्साइड या मेटास्टैनिक एसिड मिलता है, और एण्टिमनी के साथ एण्टिमनिक एसिड मिलता है।

धातुओं पर नाइट्रिक एसिड का प्रभाव—यह अनुमान लगाना कठिन है कि किस धातु पर किस समय नाइट्रिक एसिड का स्पष्टतः क्या प्रभाव होगा। प्लेटिनम, रोडियम, इरीडियम और सोने को छोड़ कर लगभग सभी धातुओं पर हलके या सान्द्र नाइट्रिक एसिड का कुछ न कुछ प्रभाव पड़ता ही है। इन प्रतिक्रियाओं में नाइट्रोजन के विभिन्न ऑक्साइड, N_2O , NO , NO_2 , N_2O_3 , आदि मिलते हैं। कभी कभी नाइट्रोजन, हाइड्रोजेनसलेमिन और अमोनिया भी मिलती है। यह समझा जा सकता है, कि अन्य अम्लों के समान नाइट्रिक एसिड भी धातु के संपर्क से पहले तो हाइड्रोजन देता है,

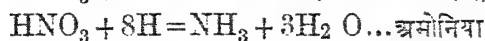
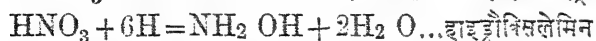
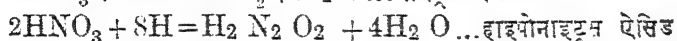
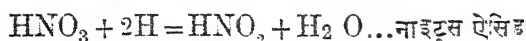
पर यह नवजात हाइड्रोजन नाइट्रिक एसिड का अपचयन करके विभिन्न पदार्थ देता है।

आर्म्स्ट्रॉंग (Armstrong) के विचारानुसार प्रतिक्रियायें निम्न श्रृङ्खलाओं में होती हैं—

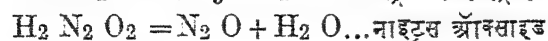
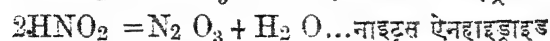
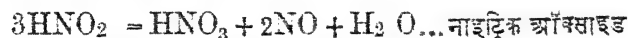
१. प्राथमिक प्रतिक्रिया—धातु (ध) और एसिड के योग से नवजात हाइड्रोजन मिलता है—



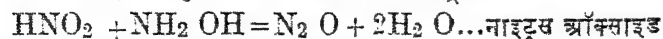
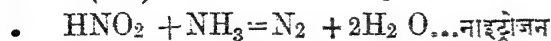
२. द्वितीय प्रतिक्रिया—यह नवजात हाइड्रोजन नाइट्रिक एसिड के योग से अनेक रासायनिक देता है—



३. तृतीय प्रतिक्रिया—द्वितीय प्रतिक्रिया में उत्पन्न पदार्थ या तो (क) स्वयं विभक्त हो जाते हैं—

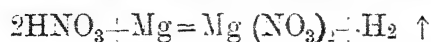


अथवा (ख) विनिमय से परस्पर प्रतिकृत होते हैं—



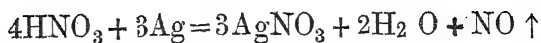
इस से यह स्पष्ट है कि प्रतिक्रियायें कितनी बुरा हो सकती हैं। हम कुछ उल्लेखनीय उदाहरण नीचे देंगे—

जब प्रतिक्रिया में हाइड्रोजन निकले—संभवतः केवल मैगनीशियम और हलके नाइट्रिक एसिड के योग से हाइड्रोजन निकलता है—



जब प्रतिक्रिया में धातुओं के नाइट्रेट बनते हैं, और नाइट्रोजन के ऑक्साइड वाष्पों में निकलते हैं—

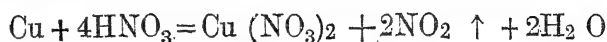
१. हलके नाइट्रिक एसिड और चाँदी के योग से नाइट्रिक ऑक्साइड निकलता है—



२. ताँबे और साधारणतः कम सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से भी नाइट्रिक ऑक्साइड निकलता है—



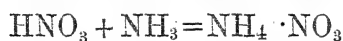
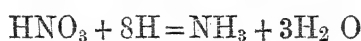
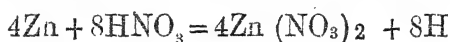
पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड के साथ गरम किये जाने पर ताँबा नाइट्रोजन परीक्साइड देता है—



३. बिसमथ भी नाइट्रिक एसिड के योग से नाइट्रिक ऑक्साइड देता है—

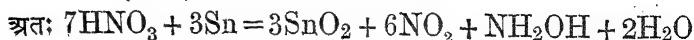
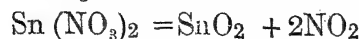
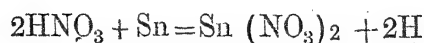


जब प्रतिक्रिया में अमोनियम नाइट्रेट बनता है—१. ठंडे नाइट्रिक एसिड के योग से जस्ता उपर्युक्त प्रतिक्रियाओं के आधार पर ही नाइट्रोजन के ऑक्साइड देता है। पर हलके अम्ल के साथ नवजात हाइड्रोजन द्वारा अपचयन की प्रतिक्रिया और आगे बढ़ती है, और अमोनिया बनती है। यह नाइट्रिक एसिड से शिथिल होकर अमोनियम नाइट्रेट देती है।



अथवा $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
इसी प्रकार की प्रतिक्रिया वंग, ऐल्यूमीनियम या लोहे और हलके नाइट्रिक एसिड के योग से भी होती है।

जब प्रतिक्रिया में हाइड्रॉक्सिलेमिन भी बनता है—वंग और नाइट्रिक एसिड के योग से अमोनियम नाइट्रेट तो बनता ही है, कभी कभी हाइड्रॉक्सिलेमिन भी बनता है—

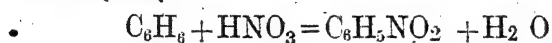


नाइट्रिक एसिड के योग से धातुओं की निश्चेष्टता (Passivity)—
इलके नाइट्रिक एसिड के सम्पर्क से तो लोहे पर प्रतिक्रिया होती है। पर यदि सान्द्र (धूमवान) नाइट्रिक एसिड में या क्लोरिक एसिड, क्रोमिक एसिड या हाइड्रोजन परॉक्साइड में लोहे को डुबो रखा जाय, तो फिर यह लोहा निश्चेष्ट (passive) हो जाता है। ऐसी परिस्थिति में यह न तो हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुलता है, न और ही कोई प्रतिक्रिया करता है। ताम्र लवणों के विलयन में ऐसा निश्चेष्ट लोहा छोड़ा जाय तो तँवा भी अवक्षिप्त नहीं होता। इसी प्रकार की निश्चेष्टता क्रोमियम, कोबल्ट और निकेल धातुओं में भी सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से आ जाती है।

निश्चेष्टता दूर करने की विधि यह है—निश्चेष्ट लोहे को इलके सल्फ्यूरिक एसिड में रखो। फिर इस लोहे को सचेष्ट लोहे से छू दो, थोड़ी देर में अकर्मण्य लोहा कर्मण्य बन जावेगा।

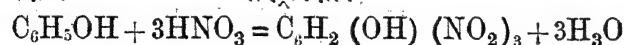
संभवतः यह निश्चेष्टता लोहे के पृष्ठ पर Fe_3O_4 ऑक्साइड की इलकी तह बन जाने के कारण हो जो फिर नवजात हाइड्रोजन से अपचित होकर दूर की जा सकती है।

नाइट्रिक एसिड द्वारा नाइट्रिकरण (Nitration)—कार्बनिक रसायन में सान्द्र नाइट्रिक एसिड, सान्द्र नाइट्रिक और सल्फ्यूरिक एसिडों का मिश्रण और धूमवान नाइट्रिक एसिड का प्रयोग यौगिकों के नाइट्रिकरण करने में होता है—



बेंज़ीन

नाइट्रोबेंज़ीन



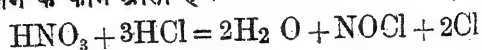
फिनोल

पिकरिक एसिड

धूमवान (fuming) नाइट्रिक एसिड—नाइट्रिक एसिड साधारणतः तीन प्रकार का विकता है, धूमवान नाइट्रिक एसिड वह है जिसमें सान्द्र नाइट्रिक एसिड में नाइट्रोजन परॉक्साइड घुला रहता है। इसका रंग पीला या लाल होता है।

दूसरा सान्द्र नाइट्रिक एसिड १.५ घनत्व का होता है, इसमें ६८% HNO_3 होता है। तीसरा मामूली सान्द्र नाइट्रिक एसिड है जिसका घनत्व १.४ है और जिसमें ६५% HNO_3 होता है।

अम्लराज (aqua regia)—यह १ भाग सान्द्र नाइट्रिक एसिड और ३ भाग सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड का मिश्रण है। हमारे प्राचीन रसायन ग्रन्थों में इसका नाम “विड” है। इसमें प्लैटिनम और स्वर्ण ऐसी राजसी धातुयें घुल जाती हैं। यह निकेल, कोबल्ट और पारे के सलफाइडों को भी घोलने के काम आता है।



इसकी कर्मण्यता नवजात क्लोरिन के कारण है।

नाइट्राइट और नाइट्रों की पहिचान—नाइट्राइट के विलयन हलके सलफ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर भूरी वाष्पें देते हैं। पोटैसियम आयोडाइड के विलयन के साथ नाइट्राइटों का अम्लीय विलयन आयोडीन मुक्त करता है, जो निशास्ता (स्टार्च) के विलयन के साथ नीला रंग देता है। फेरस सलफेट और हलके सलफ्यूरिक एसिड के साथ काला-भूरा विलयन मिलता है। क्षारीय विलयनों में ये डिवार्डा मिश्र-धातु (Devarda's alloy) के साथ गरम करने पर अमोनिया देते हैं। डिवार्डा मिश्र धातु में ४५ भाग ऐल्यूमीनियम, ५० भाग ताँबा, और ५ भाग जस्ता होता है।



नाइट्रेट के जितने परीक्षण हैं, वे सब वस्तुतः नाइट्राइट के बनने पर निर्भर हैं। जैसे सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड और ताँबे के साथ गरम करने पर ये भूरी वाष्पें देते हैं। पोटैसियम आयोडाइड के अम्लीय विलयन में से आयोडीन नहीं निकालते। सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड डाल कर परखनली को ठंडा करके सावधानी से फेरस सलफेट का विलयन डालने पर काला वलय $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$ का मिलता है, यह नाइट्रेट-वलय परीक्षण (ring test) बहुत विश्वसनीय है। डिवार्डा मिश्र धातु के साथ क्षारीय विलयन में नाइट्रेट भी अमोनिया देते हैं।

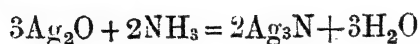


यदि मिश्रण में नाइट्रेट और नाइट्राइट दोनों हो, तो यूरिआ या अमोनियम क्लोराइड के साथ गरम करके नाइट्राइट को पूर्णतः विभक्त कर देना चाहिये। जब नाइट्राइट विलकुल न रह जाय, तब नाइट्रेट की परीक्षा की जा सकती है।

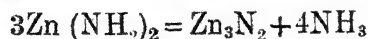
नाइट्राइड (Nitride)—नाइट्राइडों का उल्लेख यथास्थान धातुओं के साथ किया गया है। इनके बनाने की विधियाँ निम्न हैं—

१. नाइट्रोजन और तप्त धातु के योग से इस प्रकार कैल्सियम, लीथियम और मैग्नीशियम के नाइट्राइड, Ca_3N_2 , Li_3N , Mg_3N_2 , बनते हैं।

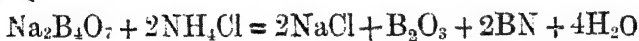
२. कुछ धातुओं के तप्त ऑक्साइड या क्लोराइड पर अमोनिया प्रवाहित करके नाइट्राइड बनते हैं—



३. कुछ एमाइडों को गरम करने पर नाइट्राइड बनते हैं—



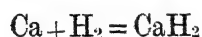
४. सुहागे और अमोनियम क्लोराइड को गरम करके बोरन नाइट्राइड बनता है—



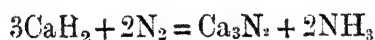
५. मैग्नीशियम ऑक्साइड और कार्बन के मिश्रण को नाइट्रोजन के प्रवाह में बिजली की भट्टी में गरम करने पर भी नाइट्राइड बनता है—



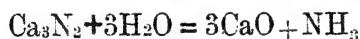
६. कैसर विधि में कैल्सियम धातु को हाइड्रोजन में गरम करके कैल्सियम हाइड्राइड बनाते हैं—



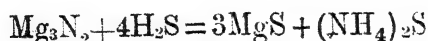
तप्त हाइड्राइड पर नाइट्रोजन प्रवाहित करने पर कैल्सियम नाइट्राइड बनता है—



ये नाइट्राइड पानी या भाप के योग से अमोनिया देते हैं—



इसी प्रकार हाइड्रोजन सल्फाइड के प्रवाह में गरम करने पर सल्फाइड बनते हैं—



नाइट्रोजन का स्थिरीकरण या निग्रहण (Fixation of nitrogen)

—प्रकृति के नाइट्रोजन चक्र का उल्लेख इस अध्याय के आरम्भ में किया जा चुका है। फिर भी ऐसा होता है कि जितना नाइट्रोजन हम खेतों से प्राप्त कर लेते हैं, (अन्न, फल, फूल आदि के रूप में), उतना स्वभावतः खेतों में

वापस नहीं जाता। इसका परिणाम यह होता है, कि यदि खेतों में खाद न डाली जाय, तो इनकी शक्ति कम हो जाती है। खेतों को कुछ तो प्राकृतिक खाद पहुँचायी जाती है जैसे कि गोबर की या पत्तियों की। पर इतने से काम नहीं चलता। चिली के शोरे, NaNO_3 , का पता १६वीं शताब्दी के आरम्भ में चला। तब से यूरोप और अमरीका के देशों को इस स्रोत से खाद मिलने लगी। सन् १९१४-१८ के यूरोपीय महायुद्ध में जर्मन आदि देशों को विदेशी खाद मिलनी बन्द हो गयी। उसी समय से वैज्ञानिकों का ध्यान इस ओर गया कि वायुमंडल के नाइट्रोजन का उपयोग करना चाहिये। वायुमंडल के नाइट्रोजन को किसी ऐसे यौगिक में परिणत कर देना, जिसका उपयोग खाद आदि के काम में हो सके, नाइट्रोजन का स्थिरीकरण या निग्रहण कहलाता है। नाइट्रोजन के स्थिरीकरण की तीन तो प्राकृतिक विधियाँ हैं—(१) लेग्यूमिनस पौधों में तो इस प्रकार के जीवाणु होते हैं, जो वायु से सीधे नाइट्रोजन ग्रहण करके उपयोगी यौगिकों में परिणत कर देते हैं, (२) बिजली की कड़क से हवा का नाइट्रोजन और ऑक्सीजन कुछ संयुक्त होकर नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है, और घुल कर वर्षा के पानी के साथ नीचे आ जाता है, (३) उष्ण प्रदेशों में सूर्य के प्रकाश से धरती पर कुछ नाइट्रोजनिक यौगिकों का संश्लेषण होता रहता है (सूर्य के प्रकाश में खेतों में जो कार्बोहाइड्रेट पदार्थ पड़े रह जाते हैं, उनका उपचयन होता है। इस उपचयन में जिस ताप का विसर्जन होता है, उसके शोषण से वायु का नाइट्रोजन नाइट्रिक ऑक्साइड में परिणत हो जाता है।

पर सब से अधिक महत्व की वे कृत्रिम विधियाँ हैं जिनके द्वारा वायु के नाइट्रोजन का स्थिरीकरण किया जाता है। ये चार भागों में विभाजित की जा सकती हैं—

(१) नाइट्रोजन और ऑक्सीजन के संयोग से नाइट्रिक ऑक्साइड बनाना—इस सम्बन्ध में बर्कलैंड और आइड की विधि और पौलिंग की विधि का उल्लेख किया जा चुका है। नाइट्रिक ऑक्साइड परैक्साइड में परिणत किया जाता है। यह चूने के संसर्ग से भास्मिक कैल्सियम नाइट्रेट देता है।

(२) वायु के नाइट्रोजन को अमोनिया में परिणत करना—इस सम्बन्ध में हाबर-विधि का उल्लेख कर चुके हैं। इस अमोनिया को अमोनियम फॉर्मेट, अमोनियम बाइकार्बोनेट और अमोनियम सल्फेट में परिणत करते हैं, जिनका उपयोग खादों में होता है।

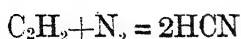
(३) वायु के नाइट्रोजन को सायनाइड और सायनेमाइड में परिणत करना—कार्बन के साथ इनका कुछ उल्लेख आ चुका है, कुछ उल्लेख आगे देंगे।

(४) वायु के नाइट्रोजन को नाइट्राइड में परिणत करना—इसका उल्लेख अभी ऊपर हो चुका है। कैल्सियम नाइट्राइड (कैसर विधि से प्राप्त) इस सम्बन्ध में विशेष महत्व का है। यह हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर भी अमोनिया देता है—



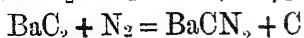
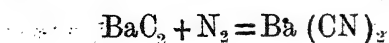
कैल्सियम हाइड्राइड का उपयोग फिर नाइट्राइड बनाने में किया जा सकता है। यह क्रम लगातार चल सकता है।

सायनाइड और सायनेमाइड—बर्थेलो (Berthelot) ने सबसे पहले यह देखा कि यदि एसिटिलीन और नाइट्रोजन का मिश्रण ऊँचे तापक्रम तक गरम किया जाय तो हाइड्रोसायनिक एसिड बनता है—

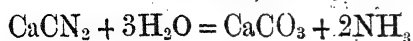


होयरमन (Hoyermann) ने विद्युत् चाप में इन दोनों गैसों को गरम करके ७०% एसिटिलीन को हाइड्रोसायनिक एसिड में परिणत कर दिया।

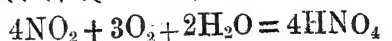
पर इससे भी अधिक सफलता पार्थिव तत्वों के कार्बाइडों को सायनाइडों में परिणत करने में मिली। बेरियम हाइड्रेट, बेरियम कार्बोनेट और कोक के मिश्रण को बिजली की भट्टी में गरम करने पर बेरियम कार्बाइड बनता है। यह इस तापक्रम पर गल जाता है, इसी समय यदि यह नाइट्रोजन प्रवाह के सम्पर्क में आवे तो बेरियम सायनाइड, $\text{Ba}(\text{CN})_2$ और बेरियम सायनेमाइड, BaCN_2 , दोनों बनते हैं—



यदि बेरियम लवणों के स्थान में कैल्सियम लवण लिये जायँ तो इन्हीं प्रतिक्रियाओं से कैल्सियम सायनेमाइड, CaCN_2 , मुख्यतया बनेगा। इसे नाइट्रोलिम (nitrolim) कहते हैं। हमारे देश में नाइट्रोलिम ४००० टन के लगभग विदेश से आता है। यह पानी के प्रभाव से अमोनिया देता है।



परनाइट्रिक एसिड (Pernitric acid) HNO_4 —नाइट्रोजन परोक्साइड, NO_2 , और ऑक्सीजन के मिश्रण पर मूक विसर्ग (silent discharge) प्रवाहित करने पर यह बनता है—



यह नाइट्रोजन पंचोक्साइड और हाइड्रोजन परोक्साइड की प्रतिक्रिया से भी बनता है—



रजत नाइट्रेट के विद्युत् विच्छेदक उपचयन से रजत परनाइट्रेट भी बनाया गया है।

नाइट्रोजन हैलाइड

नाइट्रोजन के निम्न हैलाइड प्रसिद्ध हैं—

नाइट्रोजन फ्लोराइड... NF_3

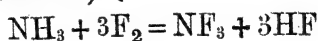
नाइट्रोजन क्लोराइड... NCl_3

नाइट्रोजन ब्रोमाइड... NBr_3

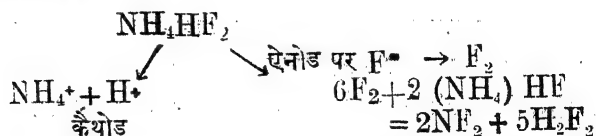
नाइट्रोजन आयोडाइड... NI_3 या $\text{NI}_3 \cdot \text{NH}_3$

इनके अतिरिक्त नाइट्रोसिल (nitrosyl) क्लोराइड, NOCl ; नाइट्रोसिल ब्रोमाइड, NOBr ; नाइट्रोसिल फ्लोराइड, NOF , और नाइट्रिल क्लोराइड (nitryl chloride) NO_2Cl , आदि भी ज्ञात हैं। एक यौगिक क्लोर-पेक्साइड, N_3Cl , है।

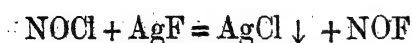
नाइट्रोजन फ्लोराइड, NF_3 —यह फ्लोरीन और अमोनिया गैस के योग से बनता है, प्रतिक्रिया में ताप का विसर्जन होता (तापक्षेपक प्रतिक्रिया—endothermic) है—



गलाये हुये निर्जल अमोनियम हाइड्रोजन फ्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन पर भी यह बनता है—

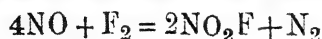


नाइट्रोसिल फ्लोराइड, NOF —यह नाइट्रोसिल क्लोराइड और रजत फ्लोराइड की प्रतिक्रिया से बनता है—

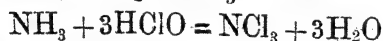
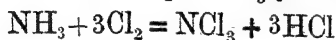
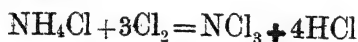


यह गैस है जिसका कथनांक -46° और द्रवणांक -13.8° है।

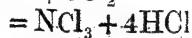
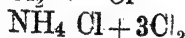
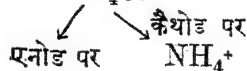
नाइट्रिल फ्लोराइड, NO_2F —द्रव ऑक्सीजन के तात्क्रम पर नाइट्रिक ऑक्साइड और फ्लोरीन की प्रतिक्रिया से बनता है—



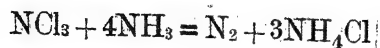
नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड, NCl_3 —सन् १८११ में डूलोन (Dulong) ने अमोनियम क्लोराइड विलयन और क्लोरीन की प्रतिक्रिया से एक पीला द्रव प्राप्त किया जो बड़ा विस्फोटक था। इस पदार्थ पर काम करते समय उसकी एक आँख जाती रही, और तीन अँगुलियाँ बेकाम हो गयीं। सन् १८१३ में डेवी और फैरेडे ने अमोनिया और क्लोरीन की प्रतिक्रिया से इसे तैयार किया, और बैलर्ड (Balard) ने इसे अमोनिया और हाइपोक्लोरस एसिड के योग से तैयार किया।



बौटगर और कोल्बे (Böttger and Kolbe) ने यह देखा कि अमोनियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से भी यह बनता है—



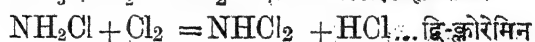
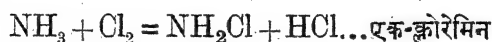
डेवी और फैरेडे का तो विचार था कि नाइट्रोजन क्लोराइड का सूत्र NCl_4 है, पर गैटरमन (Gattermann) ने यह सिद्ध किया कि इसका सूत्र NCl_3 है। उसने इसे अमोनिया के साथ प्रतिकृत करके विभक्त किया और जो अमोनियम क्लोराइड बना उससे पता लगाया कि नाइट्रोजन क्लोराइड में कितना क्लोरीन है—



उसे पता चला कि इसमें ८९.१% क्लोरीन है। NCl_3 सूत्र के आधार पर भी इतना ही ८९.१७% ठहरता है।

नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड बैंजीन के विलयन में दुर्घटनार्थ नहीं देता। यदि व्हीचिंग पाउडर और अमोनियम क्लोराइड के अम्लीय विलयनों को बैंजीन के साथ हिलाया जाय तो यह त्रिक्लोराइड बैंजीन में चला जायगा। बिना मौलिक लेखों की सावधानियाँ पढ़े इसे तैयार करने का प्रयत्न नहीं करना चाहिये।

वस्तुतः अमोनिया के क्लोरीनकरण में तीन अवस्थायें आती हैं जिनमें क्रमशः तीन निम्न पदार्थ बनते हैं—



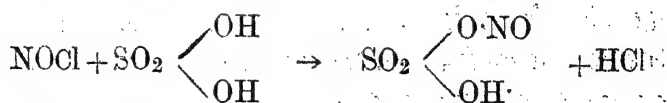
अमोनिया और सोडियम हाइपोक्लोराइट की तुल्यगुण मात्रायें लेकर मिश्रण को शून्य में स्वयण करके जो गैस निकलें उन्हें K_2CO_3 पर शुष्क करें और फिर गैस को द्रव वायु से द्रवीभूत करें तो एक-क्लोरेमिन, NH_2Cl , के नीरंग मणिम बनते हैं जिनका द्रवणांक— 66° है।



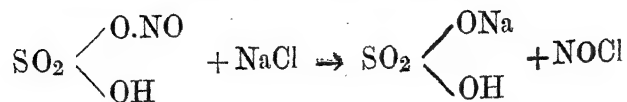
नाइट्रोसिल क्लोराइड, NOCl —(१) अम्लराज का उल्लेख करते समय कहा जा चुका है कि नाइट्रिक और हाइड्रोक्लोरिक दोनों एसिडों को मिलाने पर नाइट्रोसिल क्लोराइड बनता है। मिश्रण को गरम करने पर नारंगी रंग की जो गैसें निकलती हैं, वे नाइट्रोसिल क्लोराइड और क्लोरीन का मिश्रण हैं।



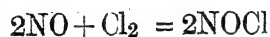
इस मिश्रण को कैल्सियम क्लोराइड द्वारा शुष्क करके यदि सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में होकर प्रवाहित किया जाय तो नाइट्रोसिल क्लोराइड का शोषण हो जाता है, और क्लोरीन आगे निकल जाती है—



इस प्रकार बने नाइट्रोसो-सल्फ्यूरिक एसिड को सोडियम क्लोराइड पर गिरा कर गरम किया जाय तो शुद्ध नाइट्रोसिल क्लोराइड फिर मिल जाता है।



(२) नाइट्रिक ऑक्साइड और क्लोरीन के योग से भी धूप में या जान्तव कोयले की उपस्थिति में $40^\circ-50^\circ$ पर नाइट्रोसिल क्लोराइड बनता है—



(३) पोटैशियम नाइट्राइट और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के योग से भी यह बनता है—

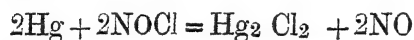


नाइट्रोसिल क्लोराइड नारंगी रंग की गैस है, जिसमें दमघोट गन्ध होती है। हिमकारी मिश्रण द्वारा शीघ्र द्रवीभूत की जा सकती है। द्रव का कथनांक -4.5° है, और द्रवणांक $-6.8.5^\circ$ ।

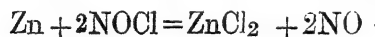
क्षारों के योग से यह नाइट्राइट देती है—



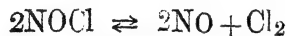
स्वर्ण और प्लैटिनम पर तो इसका असर नहीं होता, पर पारे के साथ प्रतिक्रिया होती है—



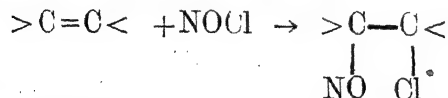
इसी प्रकार की प्रतिक्रिया अन्य धातुओं के साथ भी होती है—



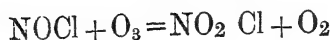
यह गैस 700° तक स्थायी है, पर और अधिक गरम करने पर विभक्त हो जाती है—



बहुत से क्लोराइडों के साथ यह योगजात (additive) यौगिक भी बनाता है, जैसे $\text{ZnCl}_2 \cdot \text{NOCl}$, या $\text{FeCl}_3 \cdot \text{NOCl}$ । कार्बनिक यौगिकों के द्विगुण बन्धनों पर इसकी प्रतिक्रिया होती है—

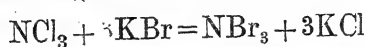


नाइट्रिल क्लोराइड (Nitryl chloride) NO_2Cl —नाइट्रोसिल क्लोराइड और ओज़ोन की प्रतिक्रिया से यह बनता है—



यह नीरंग गैस है जो -15° पर द्रवीभूत होती है।

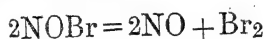
नाइट्रोजन त्रिब्रोमाइड, NBr_3 —यह पानी के भीतर पोटैसियम ब्रोमाइड और नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड के योग से बनता है—



यह लाल विस्फोटक तैल है, और इसमें तीक्ष्ण कटु गन्ध होती है।

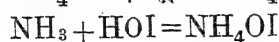
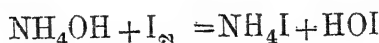
नाइट्रोसिल ब्रोमाइड, NOBr —ब्रोमीन में -15° पर नाइट्रिक ऑक्साइड गैस प्रवाहित करने पर एक काला-भूरा द्रव मिलता है जो नाइट्रोसिल ब्रोमाइड है। इसका क्वथनांक -2° है। साधारण तापक्रम पर नाइट्रिक ऑक्साइड और ब्रोमीन के योग से $\text{NOBr} \cdot \text{Br}_2$ बनता है।

नाइट्रोसिल ब्रोमाइड अस्थायी पदार्थ है। 20° तक गरम किये जाने पर यह विभक्त हो जाता है—

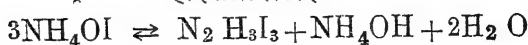


नाइट्रोजन त्रिआयोडाइड, $\text{NI}_3 \cdot \text{NH}_3$ —सन् १८१२ में कूर्टो (Courtois) ने अमोनिया और आयोडीन के योग से एक काला विस्फोटक पदार्थ बनाया। ग्लैडस्टन (Gladstone, १८५१) ने इसका सूत्र $\text{NH}_3 \cdot \text{NI}_3$ समझा और स्टालस्मिथ (Stahlschmidt, १८६३) के अनुसार इसका सूत्र NI_3 माना जाने लगा। सन् १८५२ में बुन्सन (Bunsen) ने आयोडीन के एल्कोहलीय विलयन और अमोनिया के योग से $\text{N}_2 \text{H}_3 \text{I}_3$ अर्थात् $\text{NH}_3 \cdot \text{NI}_3$ तैयार किया।

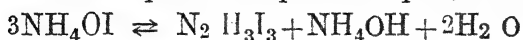
सन् १८०० में चैट्टवे (Chattaway) और ऑर्टन (Orton) ने अमोनिया और जलीय आयोडीन के योग से बने यौगिक को स्पष्टतः $\text{NH}_3 \cdot \text{NI}_3$ सिद्ध किया। उन्होंने सेलीवानॉफ (Selivanoff, १८६३) के इस ईस मत की पुष्टि की कि प्रतिक्रिया में पहले हाइपोआयोडस ऐसिड बनता है—



हाइपोआयोडाइट

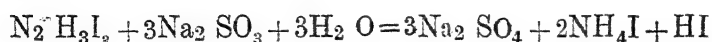


आयोडीन क्लोराइड और अमोनिया के योग से भी यह बनता है—



इस नाइट्रोजन आयोडाइड के मणिभों का रंग ताँवे का सा होता है। रजत नाइट्रेट के साथ यह विस्फोटक NAgI_2 देता है। संभवतः यह $\text{NI}_3 \cdot \text{AgNH}_2$ है।

सोडियम सल्फाइट के योग से यह आयोडाइड निम्न प्रकार विभक्त होता है—



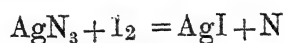
मुक्त हाइड्रोआयोडिक एसिड का बेराइटा विलयन से अनुमापन कर सकते हैं, और रजत नाइट्रेट से अवक्षिप्त करके आयोडीन का परिमाण मालूम हो सकता है। इन प्रयोगों के आधार पर भी इसके संगठन की पुष्टि होती है।

नाइट्रोजन आयोडाइड उपचायक पदार्थ है। यह सल्फाइट को सल्फेट में, और आर्सेनाइट को आर्सेनेट में परिणत कर देता है।

विशुद्ध त्रिआयोडाइड, NI_3 —यह शुष्क अमोनिया गैस और पोटैशियम द्विब्रोमो-आयोडाइड, KIBr_2 , के योग से बनाया गया है। यह कांला विस्फोटक पदार्थ है—

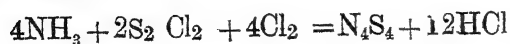


• आयोडो-ऐजाइड, N_3I —आयोडीन और रजत ऐजाइड, AgN_3 , के योग से यह बनाया गया है—



यह पीला विस्फोटक पदार्थ है।

नाइट्रोजन सल्फाइड—नाइट्रोजन के दो सल्फाइड उल्लेखनीय हैं, N_4S_4 और N_2S_5 । यदि बैज़ीन (या क्लोरोफार्म) में गन्धक क्लोराइड और क्लोरीन बोला जाय और फिर इस पर शुष्क अमोनिया की प्रतिक्रिया की जाय, तो N_4S_4 बनता है।

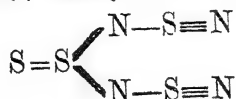


थायोनिल क्लोराइड और अमोनिया के योग से भी यह बनता है। यह

नारंगी रंग का मणिभीय पदार्थ है, जिसका द्रवणांक 172° है। यह ठंडे पानी के योग से विभक्त हो जाता है।

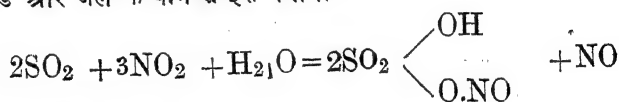
क्लोरीन के साथ यह योगजात-यौगिक $N_4S_4Cl_4$ बनाता है और गन्धक क्लोराइड के साथ थायेज़िल (thiazyl) क्लोराइड, N_3S_4Cl , जो नाइट्रिक ऐसिड के योग से थायेज़िल नाइट्रेट, $N_3S_4NO_3$, देता है।

नाइट्रोजन सलफाइड की रचना इस प्रकार है—

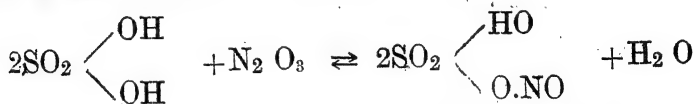


नाइट्रोजन सलफाइड को कार्बन दिसलफाइड के साथ 100° पर प्रतिकृत करने पर नाइट्रोजन पंचसलफाइड, N_2S_5 , बनता है। यह गहरे लाल रंग का द्रव है, जिसका द्रवणांक $10^{\circ}-11^{\circ}$ है। यह गरम करने पर विभक्त हो जाता है।

नाइट्रोसिल सलफेट, NO_2HSO_4 —सलफ्यूरिक ऐसिड की सीस-वैशम विधि में यह मध्यवर्ती यौगिक बनता है। क्लेमेंट (Clement) और डिसोर्मीज़ (Desormes) ने नाइट्रोजन परीक्साइड, [गन्धक द्विऑक्साइड और जल के योग से इसे बनाया—

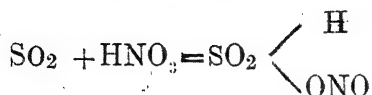


आर्सेनिक द्विऑक्साइड और नाइट्रिक ऐसिड के योग से जो लाल वाष्प निकलती है, उन्हें सान्द्र सलफ्यूरिक ऐसिड में प्रवाहित करके यह आसानी से बनाया जा सकता है (लाल वाष्प $NO_2 + NO \rightleftharpoons N_2O_3$ की होती है)।

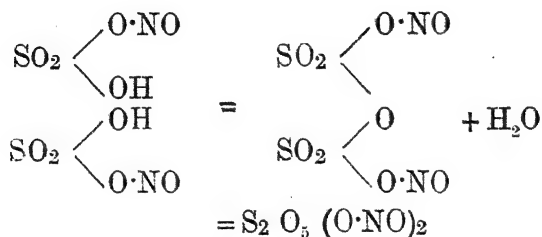


इस नाइट्रोसिल सलफेट के मणिभ पृथक् होने लगते हैं। वे मणिभ पानी के योग से विभक्त हो जाते हैं, और लाल भाप बुदबुदाने लगती है। इस प्रकार उपर्युक्त प्रतिक्रिया उल्लमणीय है।

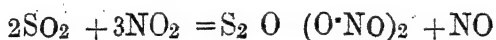
गन्धक द्विऑक्साइड और धूमवान नाइट्रिक ऐसिड के योग से भी नाइट्रोसिल सलफेट बनता है।



नाइट्रोसिल सल्फेट को नाइट्रोसलफोनिक एसिड भी कहते हैं। इसके रबों को ७३° तक गरम किया जाय तो दिनाइट्रो-पायरो-सल्फ्यूरिक एसिड बनता है—



यह सफेद मणिभीय पदार्थ है, जिसका द्रवणांक २१७° और क्वथनांक ३६०° है। द्रव गन्धक डाइऑक्साइड में नाइट्रोजन परीक्साइड प्रवाहित करके भी यह बनाया जा सकता है—



प्रश्न

- प्रकृति में नाइट्रोजन-चक्र किस प्रकार कार्य करता है, इसकी व्याख्या करो। (पूर्वी पंजाब, १९४८)
- सक्रिय नाइट्रोजन कैसे तैयार किया जाता है ? इसके गुण बताओ। इसकी सक्रियता की व्याख्या किस प्रकार की जा सकती है ? (प्रयाग, १९४७)
- नाइट्रोजन समूह के तत्वों के रासायनिक गुणों का विवरण दो। धातु और अधातुओं का भेद कैसे समझा जा सकता है ? इसकी व्याख्या इस समूह के तत्वों का उदाहरण दे कर करो। (प्रयाग, १९४४)
- नाइट्रिक एसिड तैयार करने की रासायनिक विधि क्या है ? इन विधियों के आधारभूत सिद्धान्तों का वर्णन दो। (पंजाब, १९४१)

५. नाइट्रोजन समूह के तत्वों के हाइड्राइडों के गुण और उनके बनाने की विधियाँ दो। (लखनऊ, १९४३)
६. नाइट्रोजन स्थिरीकरण (निग्रहण) से तुम क्या समझते हो? वायुमंडल के नाइट्रोजन के स्थिरीकरण की विधियाँ क्या हैं? (नागपुर १९४२, दिल्ली १९३८, प्रयाग १९४९)
७. नाइट्रिक एसिड की कार्बन, सल्फर और फॉस्फोरस पर क्या क्रियाएँ होती हैं?
८. धातुओं पर नाइट्रिक एसिड की क्या क्रियाएँ होती हैं?
९. नाइट्रस एसिड की उपचायक प्रतिक्रियाओं का वर्णन दो। इस एसिड का संगठन बताओ।
१०. नाइट्रोजन के कौन ऑक्साइड अनुचुम्बकीय हैं, और क्यों?
११. हाइड्रैक्सिलेमिन कैसे तैयार करोगे? इसके साथ होने वाली उपचायक प्रतिक्रियाएँ दो।
१२. नाइट्रोजन के हेलाइडों का वर्णन दो। नाइट्रोसिल और नाइट्रिल यौगिक क्या हैं?

अध्याय १७

पंचम समूह के तत्त्व (२) - फॉस्फोरस

नाइट्रोजन के बाद पंचम समूह में फॉस्फोरस, आर्सेनिक, एण्टीमनी और बिसमथ उल्लेखनीय हैं। आर्सेनिक और एण्टीमनी के यौगिकों में बहुत समानता है। उपसमूह की शाखाओं का आरंभ फॉस्फोरस के बाद से होता है। बिसमथ में धातु के गुण प्रबल हैं।

फॉस्फोरस, P

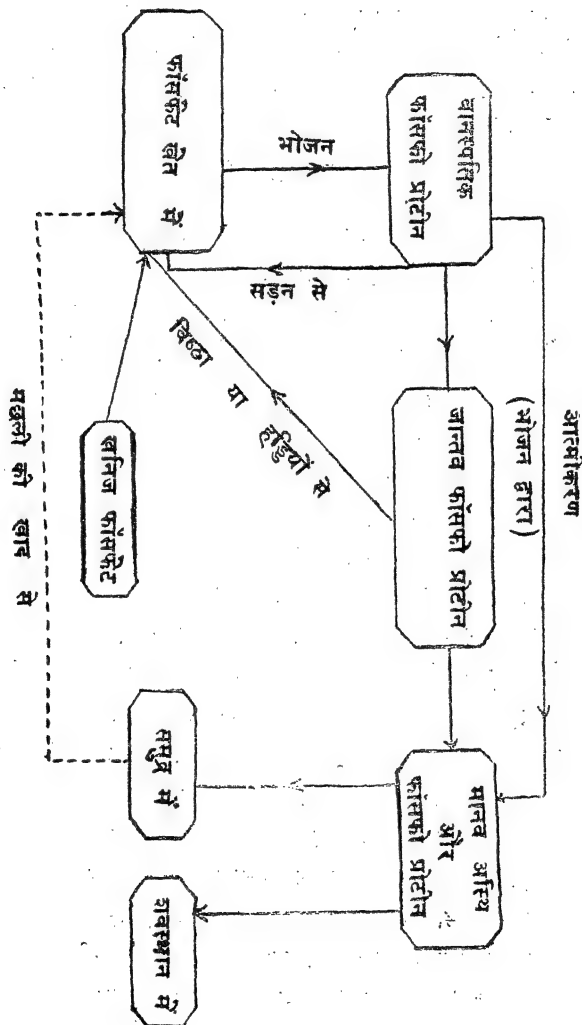
[Phosphorus]

फॉस्फोरस प्रकृति में मुक्त अवस्था में नहीं पाया जाता। यह हमारे शरीर की हड्डियों में फॉस्फेट के रूप में विद्यमान है। प्रकृति में भी खनिजों में फॉस्फेटों की बड़ी व्यापकता है। त्रिकैल्सियम फॉस्फेट, फॉस्फोराइट (Phosphorite), $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, इन सब में अधिक उल्लेखनीय है। क्लोर ऐपेटाइट (chlorapatite), $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$; फ्लोरऐपेटाइट, (fluorapatite) $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{CaF}_2$, आदि अन्य महत्वपूर्ण फॉस्फेट खनिज हैं। भूमि में भी फॉस्फेट पाये जाते हैं। जिस प्रकार वनस्पतियों और पौधों के लिये नाइट्रोजन की खाद का महत्व है, उसी प्रकार खेतों को फॉस्फेट खाद भी मिलनी चाहिये।

हमारे जीवन के लिये भी फॉस्फोरस की आवश्यकता है, क्योंकि हमारे शरीर को सुदृढ़ बनाने के लिये जो हड्डियाँ हैं, वे कैल्सियम फॉस्फेट से ही बनती हैं। इतना लाभ अवश्य है कि खेतों में विनाइट्रिकारक बकटीरियों के कारण जिस प्रकार नाइट्रोजनिक यौगिक नष्ट हो जाते हैं, और खेतों में नाइट्रोजन की कमी हो जाती है, उस तरह का कोई जीवाणु फॉस्फेटों को नष्ट करने वाला नहीं है। पौधे नष्ट होने पर अपना फॉस्फेट भूमि को वापस दे देते हैं। पर जो फॉस्फेट मनुष्य के शरीर में चला जाता है वह खेतों को वापस नहीं मिलता। शरीरान्त के बाद शरीर जला कर हड्डियाँ नदी में प्रवाहित कर दी जाती हैं, और यह मूल्यवान फॉस्फेट बह कर समुद्र में पहुँच जाता है। जिन लोगों की शव कबरों में दफना दी जाती हैं, उनका समस्त फॉस्फेट कबरिस्तान में ही गड़ा रह जाता है। इन कबरिस्तानों में कहीं

खेती तो होती नहीं, और न इनकी खुदाई ही होती है। इस प्रकार मनुष्य जो फॉस्फेट लेता है, वह जमीन को बहुधा वापस नहीं देता। इसलिये आवश्यक है कि खेतों में कृत्रिम फॉस्फेट खाद डाली जाय।

प्रकृति में फॉस्फेट चक्र

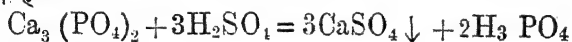


चित्र ६४—फॉस्फेट चक्र

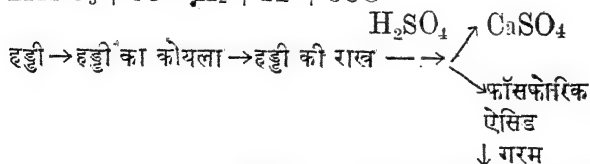
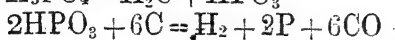
श्वेत फॉस्फोरस की प्राप्ति—यह कभी प्रयोगशाला में बनाया नहीं जाता। बाज़ार से दण्डिकाओं के रूप में आता है जो पानी में डूबी रहती हैं। फॉस्फोरस या तो हड्डी की राख से बनता है जिसमें कैल्सियम फॉस्फेट होता है, या खनिजों से तैयार किया जाता है। हड्डियों में कैल्सियम फॉस्फेट के अतिरिक्त (१) जिलेटिन (सरस) होता है जिसे पानी के साथ उबाल कर अलग करते हैं, (२) कुछ स्निग्ध पदार्थ (वसा) होते हैं जिन्हें कार्बन ट्रेसलफाइड या अन्य विलायकों से अलग कर सकते हैं, और (३) कुछ नाइट्रोजनिक पदार्थ रहता है जो भभके में गरम करने पर दूर हो जाता है।

इन तीनों चीज़ों को हड्डी में से निकाल कर, आग में हड्डी को जलाते हैं और जो राख मिलती है उससे फॉस्फोरस निकाला जाता है।

हड्डी की राख से फॉस्फोरस—हड्डी की राख में १६ घनत्व का सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड मिलाया जाता है। ऐसा करने पर अविलेय कैल्सियम सल्फेट तो अविलेय हो जाता है, और फॉस्फोरिक एसिड विलयन में चला जाता है—



छान कर सल्फेट को अलग कर देते हैं। जो फॉस्फोरिक एसिड का विलयन रहा, उसे उड़ा कर गाढ़ा चासनी सा करते हैं। इसमें फिर २५% लकड़ी का कोयला या कोक मिलाते हैं, और गरम करके सुखा लेते हैं, फिर अपावृत्त भट्टी (muffle furnace) में गरम करते हैं। प्रतिक्रिया में फॉस्फोरिक एसिड पहले तो मेटाफॉस्फोरिक एसिड में परिणत होता है; और फिर श्वेत ताप तक कोयले के साथ दहक कर अपचित हो जाता है। इस प्रकार फॉस्फोरस की जो भापें उठीं वे लोहे के नलों में होकर पानी की नौदों में टंटी होकर जम जाती हैं—

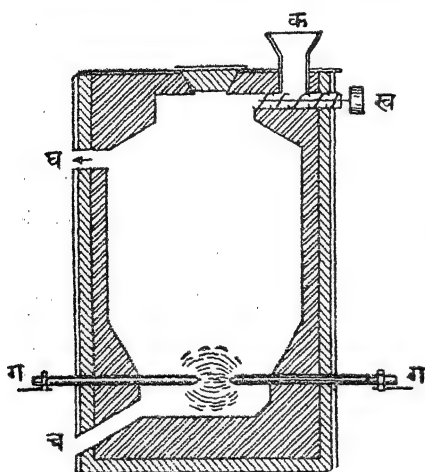


फॉस्फोरस ← — मेटा फॉस्फोरिक एसिड

इस प्रकार प्राप्त फॉस्फोरस में थोड़ा सा घुला कार्बन भी रहता है। पानी के भीतर इसे फिर विघटित करते हैं, और क्रोमिक एसिड के योग

से अशुद्धियों को उपचित कर देते हैं। जो स्वच्छ फॉस्फोरस रह जाता है, उसकी दण्डिकायें ढाल लेते हैं।

खनिज से फॉस्फोरस—फॉस्फोरस बनाने की आधुनिक विधि में

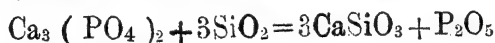


खनिजों के कैल्सियम फॉस्फेट का उपयोग किया जाता है। इसमें कोक और बालू मिलते हैं। तीनों के मिश्रण को अच्छी तरह सुखा लेते हैं। और फिर ऊपर “हौपर” (क) से बिजली की भट्टी में छोड़ते हैं। यह भट्टी लोहे की टंकी के समान है जिसके भीतर आग्नेय ईंटों का अस्तर लगा होता है। ऊपर की ओर एक पार्श्व में वाष्पों के निकलने का एक मार्ग (घ) होता है। भट्टी के अगल बगल कार्बन के दो

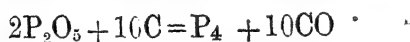
चित्र ६५—खनिज से फॉस्फोरस

विद्युत् द्वार (एलेक्ट्रोड) होते हैं (ग)। बिजली प्रवाहित करके भट्टी में 1250° का तापक्रम लाते हैं। इस तापक्रम पर खवण आरंभ होता है, और फिर तापक्रम धीरे धीरे 1500° तक बढ़ा देते हैं।

कैल्सियम फॉस्फेट और बालू की प्रतिक्रिया से ऊँचे तापक्रम पर (1250° पर) पहले फॉस्फोरस पंचौक्साइड मुक्त होता है—



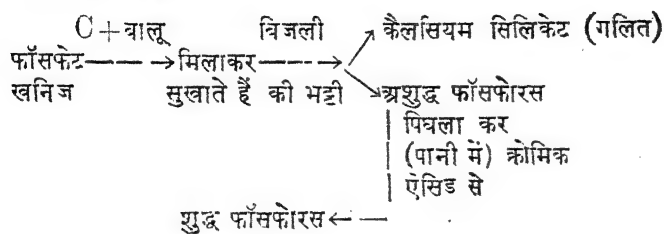
बाद को यह पंचौक्साइड कार्बन से अपचित होकर फॉस्फोरस देता है—



कैल्सियम सिलिकेट 1250° के निकट गलता है। 1800° के निकट तक गल कर द्रव हो जाता है। भट्टी के पेंदे के पास एक छेद (च) होता है, उसमें से यह समय समय पर बहा लिया जाता है। हौपर में से और खनिज भट्टी में छोड़ देते हैं।

इस प्रकार प्राप्त फॉस्फोरस कुछ गन्दे रंग का होता है। इसे पानी के

भीतर ही गलाते हैं, और इसमें सोडियम ट्रिक्रोमेट का ४% विलयन अम्ली-कृत करके डालते हैं, मिश्रण को कुछ घंटे रख छोड़ते हैं। फिर क्रोमद्रव को निकाल कर फेंक देते हैं। इस प्रकार जो पीला फॉस्फोरस मिला उसे गरम पानी से धोते हैं, और कैनवस के थैलों में छानते हैं। बाद को इसकी दण्डिकायें ढाल ली जाती हैं और काँच या टीन के बर्तनों में गानी के भीतर रखी जाती हैं।



लाल फॉस्फोरस—हवा की अनुपस्थिति में पीले या श्वेत फॉस्फोरस को 240° — 250° तक गरम करने पर लाल फॉस्फोरस बनता है। यदि तापक्रम और ऊँचा लिया जाय तो लाल फॉस्फोरस फिर पीला बन जाता है। पीले फॉस्फोरस का क्वथनांक 220° के निकट है। इस तापक्रम पर बन्द बर्तन में यदि फॉस्फोरस को कुछ मिनटों तक गरम होने दिया जाय तो यह लाल बन जाता है। यदि इसमें आयोडीन का सूक्ष्म अंश मिला दिया जाय तो यह परिवर्तन और शीघ्र होता है। प्रतिक्रिया यह है—

श्वेत फॉस्फोरस \rightleftharpoons लाल फॉस्फोरस + ३.७ कैलॉरी।

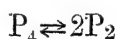
परिवर्तन करने के लिये श्वेत फॉस्फोरस को लोहे के अण्डाकार बर्तन में गरम करते हैं। इसमें एक सीधी ऊर्ध्व नली होती है जिसमें एक संरक्षक वाल्व भी होता है। इस्वात की नलियों में बन्द दो थर्मामीटर भी इसमें तापक्रम के नियंत्रण के लिये लगे होते हैं।

जब परिवर्तन समाप्त हो जाय, तो प्राप्त पदार्थ को कॉस्टिक सोडा के विलयन से प्रतिकृत करते हैं। यदि श्वेत फॉस्फोरस कुछ भी बचा होगा, तो इसमें धुल जायगा। लाल फॉस्फोरस को धोकर फिर सुखा लिया जाता है।

फॉस्फोरस के गुण—लाल और श्वेत फॉस्फोरस के भौतिक गुण नीचे की सारणी में दिये जाते हैं—

	लाल फॉस्फोरस	श्वेत फॉस्फोरस
द्रवणांक	६००-६१५°	४३.३°
क्वथनांक	बहुत ऊँचा	२६०°
घनत्व	२.१६	१.८३६
पानी में विलेयता	अविलेय	बहुत थोड़ा विलेय
अन्य विलायकों में विलेयता	अविलेय	ईथर, कार्बन डिसलफाइड, तारपीन आदि में विलेय

श्वेत या पीला फॉस्फोरस—यह मोम की तरह अल्प-पारदर्शक श्वेत पदार्थ है। ५५° के निकट यह भंजनशील हो जाता है, पर १५° के ऊपर मोम सा नरम हो जाता है। ४३° के निकट यह पिघलता है, और पीला द्रव मिलता है। यह पानी के भीतर ही पिघलाया जाता है। २६०° के निकट उबल कर नीरंग वाष्प देता है। ५१२° और १०४०° के बीच में इसका वाष्प घनत्व ६२ के लगभग है, जिसके अनुसार अणुभार १२४ हुआ। अतः इसके अणु का सूत्र P_4 हुआ, अर्थात् इसका अणु चतुःपरमाणुक है। १५००°-१७००° के बीच में वाष्प घनत्व कम हो जाता है और निम्न साम्य स्थापित होता है—



१२००° पर ५०% P_2 , और ८००° पर केवल १०% P_2 रहता है। १ भाग कार्बन डिसलफाइड में यह ६ भाग विलेय है। ईथर और सुगन्धित तैलों में भी कुछ विलेय है।

फॉस्फोरस ज्वलनशील सक्रिय पदार्थ है। ४५° पर ही हवा में आग पकड़ लेता है। इसीलिये इसे पानी के भीतर रखते हैं। अँधेरे में यह हरी आभा से चमकता है। कारण यह है कि बहुत धीरे धीरे इसका उपचयन होता रहता है। इस दृश्य को प्रस्फुरण या स्कन्दन (phosphorescence) कहते हैं।

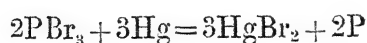
फॉस्फोरस त्वचा पर घाव करता है, और विषैला भी है। ०.१५ ग्राम सेवन से मृत्यु संभव है। कभी कभी मृत्यु ०.०४ ग्राम से ही हो जाती है। चूहों को मारने में काम आता है। लहसुन की सी गन्ध और इसका स्वाद चूहों को आकर्षक प्रतीत होता है। पहले जब दियासलाईयों पर पीला फॉस्फोरस

फॉस्फोरस लगा था, तो चूहे दियसलाइयों को खाने आते थे, और आग भी लगा देते थे जिनसे दुर्घटनायें हो जाती थीं। इस फॉस्फोरस की वाष्पें भी विषैली होती हैं। इसके व्यवसाय में कार्य करने वाले मजदूरों के दाँत हिलने लगते हैं, और नीचे के जबड़े की हड्डियाँ भी क्षीण हो जाती हैं।

लाल फॉस्फोरस—इसका रंग लोहे की तरह धूसर होता है। यह एलकोहलीय पोटाश में विलेय है, और धुल कर लाल रंग देता है। इस विलयन में ऐसिड डालने पर यह अवक्षिप्त हो जाता है। यह हवा में जल्दी आग नहीं पकड़ता। इसे आसानी से २६०° तक गरम कर सकते हैं। इसे पानी के भीतर नहीं रखना पड़ता। यह क्लोरिन से भी आसानी से नहीं संयुक्त होता जैसा कि श्वेत फॉस्फोरस। यह विद्युत् का चालक नहीं है। इसके रॉम्बोफ्लकीय सूक्ष्म मणिभ होते हैं। कुछ रसायनज्ञों की धारणा है कि लाल फॉस्फोरस फॉस्फोरस का विशुद्ध बहुरूप नहीं है। यह फॉस्फोरस धातु और सिन्दूरी फॉस्फोरस का ठोस विलयन है क्योंकि इसके दहन-ताप (heat of combustion) आदि गुण परिवर्तित होते रहते हैं।

सिन्दूरी या सुर्ख फॉस्फोरस (Scarlet phosphorus)—यदि फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड में मामूली फॉस्फोरस का १०% विलयन लिया जाय और १० बटे गरम किया जाय तो तलैटी में सिन्दूरी फॉस्फोरस बैठ जायगा। वैसे तो यह लाल फॉस्फोरस से मिलता जुलता है, पर उसकी अपेक्षा कहीं अधिक क्रियाशील है। पर फिर भी हवा में उतनी जल्दी उपचित नहीं होता जितना कि श्वेत फॉस्फोरस। यह चारों में विलेय है, और फॉस्फीन देता है, और ताम्र सल्फेट विलयन का भी अपचयन करता है। यह नाइट्रिक ऐसिड के साथ भी उग्र प्रतिक्रिया करता है। सिन्दूरी फॉस्फोरस विषैला नहीं है।

फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड को पारे के साथ २४०° पर गरम करने पर भी शुद्ध सिन्दूरी फॉस्फोरस बनता है—



बीटा-श्वेत फॉस्फोरस—साधारण श्वेत फॉस्फोरस तो ऐलफा-श्वेत फॉस्फोरस है। यदि इसे—७६.६° तक ठंढा किया जाय अथवा ऐलफा-श्वेत फॉस्फोरस पर १२००० वायुमंडल का दाब डाला जाय तो यह बीटा-श्वेत फॉस्फोरस में परिणत हो जाता है। इसके मणिभ षट्कोणीय जाति के हैं।

गामा-श्वेत फॉस्फोरस—वर्नन (Vernon) के कथनानुसार श्वेत

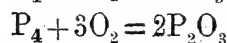
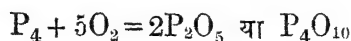
फॉस्फोरस का एक तीसरा रूप तब प्रकट होता है जब द्रव फॉस्फोरस को बहुत धीरे धीरे ठंडा होने दिया जाता है। इसका द्रवणांक $44^{\circ}3'$ है और घनत्व 1.723 ।

फॉस्फोरस धातु या ऐलफा-श्याम फॉस्फोरस—सन् १८६५ में हिट्टोर्फ (Hittorf) ने बताया कि 430° पर बन्द नली में यदि साधारण लाल फॉस्फोरस को गरम किया जाय, और नली का ऊपरी सिरा 44° पर रक्खा जाय, तो ऐलफा-श्याम फॉस्फोरस बनता है। इसके चमकदार अपारदर्शी मणिभ एक्कानतात् या राम्मो-फलकीय जाति के होते हैं। मणिभों का आपेक्षिक घनत्व 2.316 है। यह हवा में उपचित नहीं होते। इनका ऊर्ध्वपातन होता है (उक्त नली में उड़ कर ठंडे भाग में जमा हो जाते हैं)। यदि बन्द नली में फॉस्फोरस को पिघले सीसे में 400° पर रक्खा जाय और मणिभ बनने दिये जायं, तब भी ऐलफा-श्याम फॉस्फोरस बनता है। बाद को हलके नाइट्रिक ऐसिड के योग से सीसा तो घोल लिया जाता है, और ऐलफा-श्याम फॉस्फोरस बच रहता है। यह फॉस्फोरस विद्युत् का चालक नहीं है।

बीटा-श्याम फॉस्फोरस—श्वेत फॉस्फोरस को 200° पर 12000 किलोग्राम प्रति वर्ग सेंटीमीटर के दाब पर रखने से यह बनता है। इसका घनत्व 2.66 और द्रवणांक के 527.5° है। यह 400° पर भी हवा में नहीं जलता। यह बिजली का अच्छा चालक है।

बैजनी फॉस्फोरस—श्वेत फॉस्फोरस में सोडियम का सूक्ष्मांश मिला कर बहुत ऊँचे दाब पर 200° पर रखने पर बैजनी फॉस्फोरस बनता है। यह मणिभीय पदार्थ है। घनत्व 2.35 है और द्रवणांक 526.5° ।

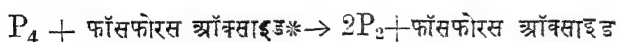
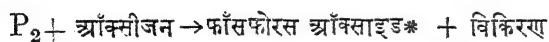
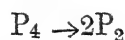
फॉस्फोरस के रासायनिक गुण—लाल और श्वेत फॉस्फोरस दोनों क्रियावान् पदार्थ हैं, पर श्वेत फॉस्फोरस तो बहुत ही कर्मण्य है। दोनों ही हवा या ऑक्सीजन में जल कर मुख्यतया फॉस्फोरस पंचोक्साइड देते हैं और कुछ त्रिऑक्साइड भी बनता है—



श्वेत फॉस्फोरस हवा के साधारण तापक्रम पर ही ऑक्सीजन से संयुक्त होता रहता है (और P_2O_3 मुख्यतया बनता है), और इस प्रतिक्रिया में जो शक्ति विसर्जित होती है उसके कारण यह चमकता रहता है (स्फुरण)।

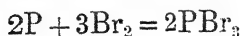
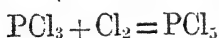
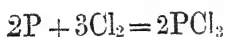
फॉस्फोरस की इस आभा (glow) को ज्वाला ही समझा जा सकता है क्योंकि इसमें वह ज्वलनशील पदार्थ होता है, जो ऑक्सीजन से संयुक्त हो ही रहा हो। हवा के प्रवाह से इस आभा को फॉस्फोरस से दूर भी खिसकाया जा सकता है। पर अन्य ज्वालाओं की अपेक्षा यह ज्वाला बहुत ठंडी है। अतः इसे “ठंडी ज्वाला” (cold flame) कहा जाता है। अन्य ठंडी ज्वालायें भी ज्ञात हैं। थायोफास्फोरिल फ्लोराइड की ज्वाला में तो हाथ रक्खा जा सकता है, और हाथ में जलन नहीं मालूम होती।

फॉस्फोरस की आभा के लिये ऑक्सीजन के दाब की एक विशेष सीमा आवश्यक है (१ से ६०० मि० मी० दाब)। १ मि० मी० से कम के दाब में भी आभा मिट जाती है, और ६०० मि० मी० से अधिक के दाब में भी नहीं रह पाती। आभा बनते समय कई प्रतिक्रियाओं की श्रृंखला चलती है। प्रतिक्रियायें इस प्रकार हैं—



तारक चिह्न (*) लगा ऑक्साइड सक्रिय या उत्तेजित जाति का है।

लाल फॉस्फोरस २६०° के निकट ही आग पकड़ता है। अतः यह निरापद पदार्थ है। लाल और श्वेत फॉस्फोरस हैलोजनों से शीघ्र संयुक्त होते हैं, श्वेत फॉस्फोरस तो बहुत ही शीघ्र। प्रतिक्रिया में पहले तो त्रि-हैलाइड बनता है और बाद को पंच हैलाइड—

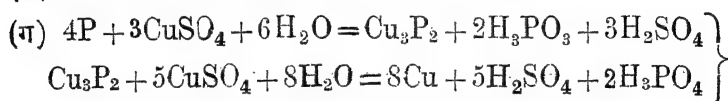
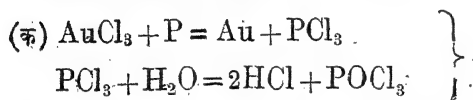


फॉस्फोरस और गन्धक के योग से कई सल्फाइड बनते हैं जिनमें P_4S_3 और P_2S_5 मुख्य हैं। P_4S_3 का उपयोग दियासलाई में होता है।

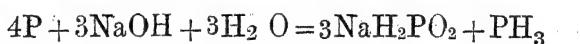
धातुओं के योग से फॉस्फोरस फॉस्फाइड बनाता है। जैसे सोडियम के साथ Na_3P । मटर के दाने के बराबर सोडियम लेकर बन्द मूपा में इतने ही बड़े शुष्क फॉस्फोरस के दाने के साथ गरम करो। लपक उठेगी, और

तत्क्षण सोडियम फॉसफाइड बनेगा। पानी में डालने पर ही यह जल उठता है, क्योंकि फॉसफीन गैस बनती है।

फॉसफोरस प्रबल अपचायक पदार्थ है। इसको ईथर में घोल कर स्वर्ण क्लोराइड या प्लैटिनिक क्लोराइड के विलयन में छोड़ें तो श्लैष (कोलायडीय) स्वर्ण या श्लैष प्लैटिनम मिलेगा। नाइट्रिक एसिड के संपर्क से फॉसफोरस ऑर्थो-फॉसफोरिक एसिड में परिणत हो जाता है। ये प्रयोग श्वेत फॉसफोरस से करने चाहिये। ताम्र सल्फेट को भी श्वेत फॉसफोरस अपचित करके ताम्र-फॉसफाइड और धातु तौबा देता है।

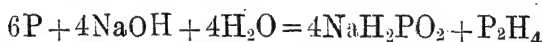


श्वेत फॉसफोरस कास्टिक सोडा के योग से फॉसफीन देता है—

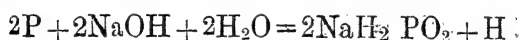


पर लाल फॉसफोरस कास्टिक सोडा के योग से प्रतिकृत नहीं होता।

कास्टिक सोडा और श्वेत फॉसफोरस की प्रतिक्रिया में थोड़ा सा फॉसफोरस, टेट्राहाइड्राइड P_2H_4 , भी बनता है—



और कभी कभी हाइड्रोजन भी बनता है—



फॉसफोरस का परमाणुभार—फॉसफोरस का परमाणु भार स्पष्टतः ३१ केल्विगम है, क्योंकि इसके जितने वाष्पशील यौगिक (जैसे फॉसफीन, फॉसफोरस त्रिऑक्साइड, त्रिक्लोराइड आदि) हैं, उनमें से किसी में भी प्रति ग्राम अणु ३१ ग्राम से कम फॉसफोरस नहीं है। रजत फॉसफेट की ज्ञात मात्रा से कितना रजत ब्रोमाइड बनता है, यह जान कर भी फॉसफोरस का शुद्ध परमाणु भार निकाला गया है, क्योंकि रजत, ब्रोमीन और ऑक्सीजन का परमाणु भार तो मालूम ही है। टेर-गेज़ेरियन (Ter-Gazarian) ने

कैलसियम फॉसफाइड और पानी के योग से फॉसफीन गैस तैयार की और इसे द्रवीभूत करके आंशिक स्रवण द्वारा शुद्ध किया। इसका फिर वाष्प घनत्व निकाला। १ लीटर गैस का भार उसे 1.5263 ग्राम मिला, जिसके आधार पर अणुभार 33.830 निकला। यदि हाइड्रोजन का परमाणुभार 1.008 माना जाय तो फॉसफोरस का परमाणुभार $33.830 - 3 \times 1.008 = 30.806$ होना चाहिये। अन्तःराष्ट्रीय समिति द्वारा स्वीकृत परमाणुभार 31.02 है।

दियासलाई का व्यवसाय—१८वीं शताब्दी के अन्त तक सभी देशों में चकमक पत्थर के समान किसी पत्थर को रगड़ कर आग की चिनगारियाँ निकाली जाती थीं। भारतवर्ष में यज्ञ के लिये काष्ठ को रगड़ कर आग तैयार की जाती थी। यूरोप में इस्पात और फ़िल्ट के द्वारा चिनगारियाँ निकालते थे, और चीड़ की पतली पतली लकड़ियों के सिरे को गन्धक में डुबो कर सुखा कर रखते थे। ये तीलियाँ आग पकड़ लेती थीं। चिनगारियाँ रुई सुलगाने में भी काम आती थीं।

सन् १८०५ में चैन्सल (Chancel) ने एक बोतल में सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड से संतृप्त एसबेस्टस लिया, और लकड़ी की तीलियों के सिरे पर गन्धक, पोटाश क्लोरेट और चीनी का मिश्रण लगाया। तीलियाँ सल्फ्यूरिक एसिड के संपर्क में आते ही जल उठती थीं। रासायनिक प्रतिक्रिया द्वारा इस प्रकार आग तैयार की गयी।

सन् १८०६ में पेरिस में फॉसफोरस की दियासलाईयों का प्रचार आरंभ हुआ। पर ये दियासलाईयाँ बहुत शीघ्र जल उठती थीं। डोरपास (Dorepas) ने सुझाया कि यदि फॉसफोरस में मेगनीशिया मिला दिया जाय तो फॉसफोरस इतनी जल्दी न जलेगा। कहा जाता है कि डिरोस्ने (Derosne) ने रगड़ कर जलाये जाने वाली फॉसफोरस लगी हुई तीलियों का पहली बार प्रचार किया।

गन्धक और फॉसफोरस गला कर नली में अच्छी तरह बन्द रक्खा गया। जब कोई तीली जलानी होती तो इस मिश्रण में डुबोयी जाती। यह बाहर हवा में निकालते ही जल उठती थी। इस प्रकार की दियासलाई का प्रयोग सन् १८१६ में हुआ।

सन् १८२७ में वस्तुतः पहली वर्षण-दियासलाई इंग्लैंड में बनी। इसका नाम कॉनग्रीव (Congreves) रक्खा गया (सर विलियम कॉनग्रीव के नाम पर)। इसमें लकड़ी की सलाईयों के मुँह पर गन्धक और एण्टीमनी

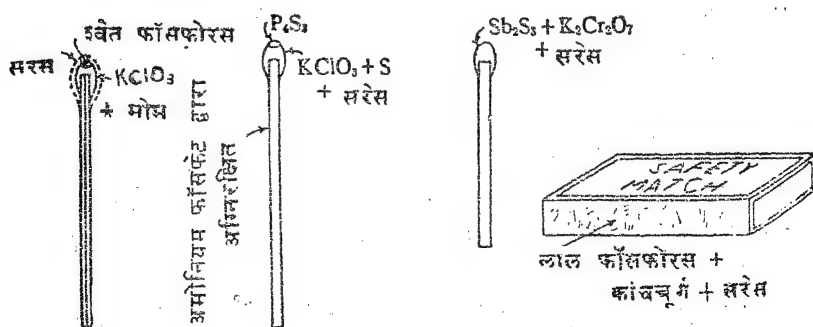
सलफाइड, पोटेश क्लोरेट और गोंद का मिश्रण लगा था। एक डिबिया में ८४ सलाइयाँ रहती थीं और यह १ शिलिंग को बिकती थीं। डिबिया के साथ में सैण्डपेपर (रेगमाल) मिलता था जिस पर काँच का महीन चूरा लगा होता था। इसे मोड़ कर मोड़ में से रगड़ कर दियासलाई निकालने पर आग जल उठती थी।

फॉस्फोरस की दियासलाईयों का प्रचार सन् १८३३ से बढ़ा। लंडन में जोन्स ने १८३० में प्रोमीथियन दियासलाईयों का पेटेंट लिया। इनमें फॉस्फोरस न था। पर बाद को तो फॉस्फोरस का प्रचार इतना बढ़ गया, कि आज तक इनका महत्व है।

प्रारंभिक दियासलाईयों में यह मसाला लगाया जाता था—फॉस्फोरस (२०.५), गन्धक (१४.३), पोटैशियम क्लोरेट (३२.१), खड़िया (८.०), डेक्सट्रिन (२५.१)

श्वेत फॉस्फोरस की दियासलाई—सलाइयों के मुँह पर ४.७ प्रतिशत मामूली सफेद फॉस्फोरस लेड आक्साइड में मिलाकर लगाया जाता था। सरेस, लोहे का आक्साइड आदि पदार्थ भी आवश्यकतानुसार लगाते थे।

संरक्षित दियासलाई (Safety Matches)—पुरानी दियासलाईयाँ कहीं भी रगड़ देने पर जल उठती थीं। अतः कई बार दुर्घटनायें हो गयीं। तब से अब संरक्षित दियासलाईयों का प्रचार है। आज कल की इन दियासलाईयों के मुख पर पोटैशियम क्लोरेट और गन्धक होता है। डिबिया पर जो मसाला लगा होता है, उसमें लाल फॉस्फोरस, एण्टीमनी सलफाइड और पिप्ता



चित्र ६६—विभिन्न प्रकार की दियासलाईयाँ

काँच होता है। चीड़ की पतली पतली सलाइयाँ पहले तो मोम में डुबोई जाती हैं, और फिर पोटैसियम क्लोरेट और गन्धक के मिश्रण में।

सलाई—पोटैसियम क्लोरेट (१८), पोटैसियम द्विक्रोमेट (१६), गन्धक (०.४), मैगनेज़ द्विअक्साइड (१.८), आयरन अक्साइड (१), राल (१), काँच का चूरा (२), सरस (१) और गोंद (४) किलो।

डिबिया पर—लाल फॉस्फोरस (१), एण्टीमनी सल्फाइड, Sb_2S_3 (०.२५), दिये का काजल (०.५०) और डेक्सट्रिन (६.३०) किलो।

फॉस्फोरस हाइड्राइड—फॉस्फोरस हाइड्रोजन के साथ चार हाइड्राइड बनता है।

फॉस्फीन— PH_3 या फॉस्फोरेटेड हाइड्रोजन (गैसी)।

दिहाइड्रोजन फॉस्फाइड, P_2H_4 —या द्रव फॉस्फोरेटेड हाइड्रोजन।

दो प्रकार के ठोस फॉस्फोरेटेड हाइड्रोजन— $P_{12}H_6$ और P_4H_2

इन चारों में फॉस्फीन अधिक उल्लेखनीय है। जैसे नाइट्रोजन से अमोनिया, NH_3 , और अमोनियम यौगिक, NH_4 य, बनते हैं, उसी प्रकार फॉस्फोरस से फॉस्फीन PH_3 , और फॉस्फोनियम यौगिक, PH_4 य, बनते हैं।

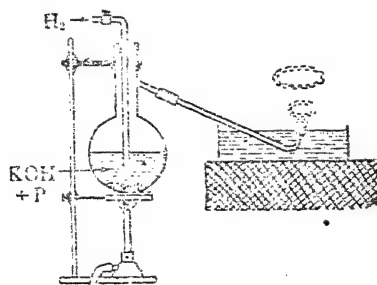
फॉस्फीन, PH_3 —सन् १७८३ में गेनगेंब्रे (Gengembre) ने सफेद

फॉस्फोरस को कॉस्टिक पोटाश के विलयन के साथ उबाल कर इसे तैयार किया। पोटाश के स्थान में कॉस्टिक सोडा, बेराइट या चूना किसी का भी उपयोग किया जा सकता है। कार्बनिक यौगिकों के सड़ने पर भी फॉस्फीन बनता है।

दलदल वाले स्थानों में ज्वाला

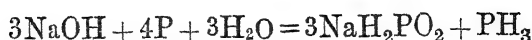
की सी चमक, अथवा कभी कभी

कवरिस्तानों में हलकी सी रोशनी की झलक जो दीख जाती है, वह बहुधा फॉस्फीन के उपचयन के कारण है।



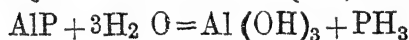
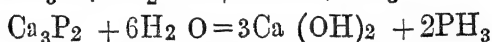
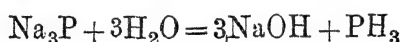
चित्र ६७—फॉस्फीन बनाना

फॉस्फीन बनाने की सबसे सरल विधि कॉस्टिक सोडा और श्वेत फॉस्फोरस के योग से है। प्रतिक्रिया में सोडियम हाइपोफॉस्फाइड और फॉस्फीन बनते हैं—



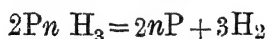
प्रयोग के समय सम्पूर्ण उपकरणों में कहीं भी हवा नहीं होनी चाहिये क्योंकि हवा के योग से फॉस्फीन जल उठता है। कांच की फ्लास्क में ५ ग्राम श्वेत फॉस्फोरस लो और २०% कॉस्टिक सोडा के विलयन के १०० c.c. लो। उपकरण चित्र की भांति ठीक करो। इसमें कोल गैस प्रवाहित करके भीतर की सब हवा निकाल दो। अब मिश्रण को गरम करो। फॉस्फीन निकलेगा। पानी से बाहर आते ही प्रत्येक बुदबुदा जल उठेगा, और फॉस्फोरस पंचौक्साइड के धूम के सुन्दर बलय ऊपर उठेंगे।

धातुओं के फॉस्फाइड और पानी के योग से भी फॉस्फीन बनता है, विशेषतया कैल्सियम और सोडियम फॉस्फाइड से।



समुद्र पर संकेत समाचार भेजने में कैल्सियम फॉस्फाइड का प्रयोग किया गया है। कैल्सियम सल्फाइड समुद्र के पानी में डाला जाता है, और जो लपट उठती है, उसे समुद्र का पानी बुझा नहीं सकता। इसे बड़वानल कहा जा सकता है।

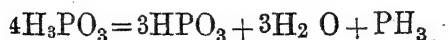
फॉस्फीन का वाष्प घनत्व १७ है। अतः अणुभार ३४ हुआ। यह इस सूत्र PH_3 की पुष्टि करता है। फॉस्फीन को तांबे के साथ बिजली की चिनगारियों के योग से गरम करने पर ताम्र फॉस्फाइड, लाल फॉस्फोरस और हाइड्रोजन बनता है। प्रयोग में देखा गया है कि २ आयतन फॉस्फीन से ३ आयतन हाइड्रोजन मिलता है—



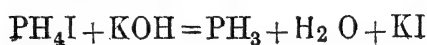
२ आयतन ३ आयतन

वाष्प घनत्व से स्पष्ट है कि n का मान १ है।

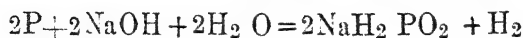
शुद्ध फॉस्फीन फॉस्फोरस ऐसिड को गरम करके बनता है—



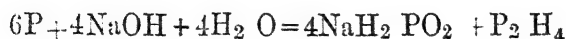
फॉस्फोनियम आयोडाइड को कॉस्टिक पोटाश के विलयन के साथ गरम करने पर भी शुद्ध फॉस्फीन मिलता है—



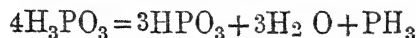
टिप्पणी—फॉस्फोरस और कार्बिक सोडा के योग से फॉस्फीन ही नहीं प्रत्युत हाइड्रोजन भी थोड़ा सा निम्न प्रतिक्रिया से बनता है—



प्रतिक्रिया में द्रव द्विहाइड्रोजन फॉस्फाइड, P_2H_4 , भी थोड़ा सा बनता है—



कुछ लोगों की धारणा है कि शुद्ध फॉस्फीन हवा के योग से अपने आप नहीं जल उठता। अपने आप जल उठने वाली चीज तो P_2H_4 है, जो फॉस्फीन के साथ ही सूक्ष्म मात्रा में बनता है। डेवी ने फॉस्फोरस ऐसिड गरम करके शुद्ध फॉस्फीन बनाया—

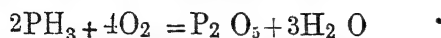


यह फॉस्फीन स्वतः ज्वलनशील न था। 100° तक गरम करने पर ही जलता था।

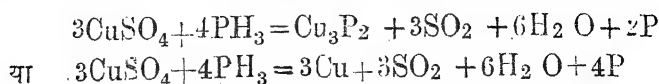
सन् १८४५ में थेनार्ड (Thenard) ने भी यह दिखाया कि यदि फॉस्फोरस और कार्बिक चार के योग से बना फॉस्फीन हिमकारक मिश्रण के संपर्क में प्रवाहित किया जाय जिससे P_2H_4 द्रवीभूत हो जाय, तो जो शुद्ध फॉस्फीन बच रहता है वह स्वतः ज्वलनशील नहीं है। फॉस्फोरस और एल्कोहलीय कार्बिक पोटाश के योग से बने फॉस्फीन में हाइड्रोजन तो थोड़ा सा होता है, फिर भी यह स्वतः ज्वलनशील नहीं है। इन सब प्रयोगों से स्पष्ट है कि फॉस्फीन की स्वतः-ज्वलनशीलता P_2H_4 के कारण है।

फॉस्फीन के गुण—यह नीरंग गैस है। इसमें लहसुन की सी या मछली की सी तीक्ष्ण गन्ध होती है। श्वास की दृष्टि से यह विषैला है। यह गैस पानी, एल्कोहल या ईथर में बहुत ही कम विलेय है।

शुद्ध फॉस्फीन और ऑक्सीजन का मिश्रण स्वतः ज्वलनशील नहीं है पर यदि गैस-दाब बहुत कम कर दिया जाय तो प्रबल विस्फोट होता है। फॉस्फीन हवा में जलने पर फॉस्फोरस पंचौक्साइड देता है—

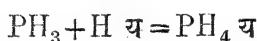


फॉस्फीन प्रबल अपचायक है। ताम्र सल्फेट के विलयन में प्रवाहित करने पर ताँवे का या ताम्र फॉस्फाइड का लाल अवक्षेप देता है—

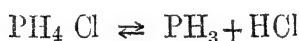


इसी प्रकार स्वर्ण और रजत लवणों के अपचयन से भी धातु मिलती है।

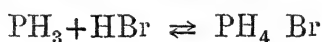
फॉस्फोनियम यौगिक—फॉस्फीन लिटमस के प्रति तो शिथिल है पर फिर भी यह निर्बल क्षार की तरह व्यवहार करता है। इसके लवण फॉस्फोनियम कहलाते हैं।



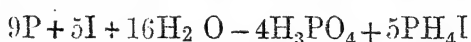
फॉस्फीन और शुष्क हाइड्रोक्लोरिक एसिड का मिश्रण वायु के दाब पर तो संयुक्त नहीं होते पर यदि 15° पर दाब 1 cm वायुमंडल का हो जाय अथवा यदि तापक्रम -35° तक ठंडा किया जाय तो ये संयुक्त हो जाते हैं। और फॉस्फोनियम क्लोराइड के सफेद मणिम मिलते हैं। ऊँचे तापक्रमों पर यह साम्य रहता है—



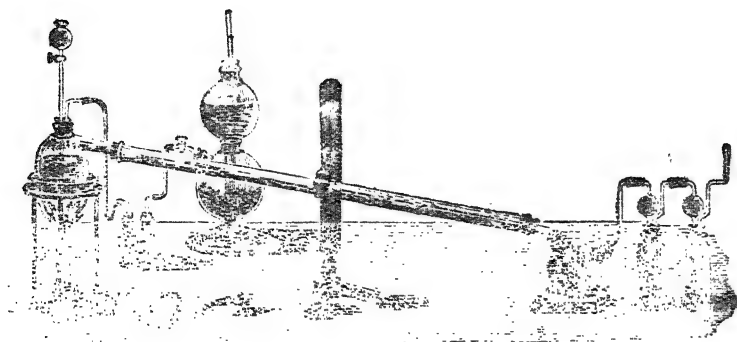
फॉस्फीन और हाइड्रोब्रोमिक एसिड का मिश्रण ठंडे फ्लास्क में प्रवाहित करने पर फॉस्फोनियम ब्रोमाइड, PH_4Br , मिलता है जो क्लोराइड की अपेक्षा अधिक स्थायी है—



फॉस्फीन और हाइड्रोआयोडिक एसिड में संयोग आसानी से वायुमंडल के दाब और साधारण तापक्रम पर ही हो जाता है। फॉस्फोनियम आयोडाइड, PH_4I , काफी स्थायी यौगिक है। इसके मणिमों का ऊर्ध्वपातन किया जा सकता है। फॉस्फोनियम आयोडाइड बनाने की सुविधाजनक विधि तो फॉस्फोरस, आयोडीन और पानी के योग से है—

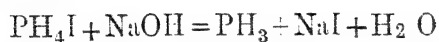


सफेद फॉस्फोरस (१०० भाग) को कार्बन द्विसलफाइड (१०० भाग) में घोलते हैं। फिर भूमके में (जिसमें से हवा कार्बन द्विऑक्साइड के प्रवाह से निकाल दी गई हो) आयोडीन (१७५ भाग) मिलाते हैं। CO_2 के प्रवाह में गरम करके कार्बन द्विसलफाइड को जलऊष्मक पर संचित कर लेते हैं। फिर फॉस्फोरस आयोडाइड पर पानी (८५ भाग) डाला जाता है और गरम करके फॉस्फोनियम आयोडाइड प्राप्त कर लेते हैं।

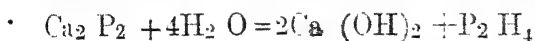


चित्र ६८—फॉस्फोनियम आयोडाइड

फॉस्फोनियम आयोडाइड पानी या क्षार के विलयनों के योग से शुद्ध फॉस्फीन देता है—

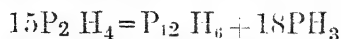


ट्रिहाइड्रोजन फॉस्फाइड, P_2H_4 (फॉस्फोरस ट्रिहाइड्राइड)—गम पानी और कैल्शियम ट्रिफॉस्फाइड के योग से यह बनाया जाता है—



एक बुल्फ-बोतल में 60° का पानी रखते हैं, और मोटी नली द्वारा इस पानी में कैल्शियम ट्रिफॉस्फाइड के टुकड़े छोड़ते हैं। बुल्फ-बोतल में से हाइड्रोजन प्रवाहित करके हवा निकाल देते हैं। हाइड्रोजन फॉस्फाइड की वाष्पों की द्रावण मिश्रण में टंढा करके द्रवीभूत कर लेते हैं।

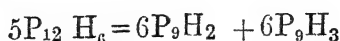
इस गैस का वाष्प घनत्व ३३ के लगभग है अतः अणुभार ६६ हुआ, जिससे इसका सूत्र P_2H_4 हुआ। अतः संगठन की दृष्टि से यह हाइड्रोजन, N_2H_4 , से मिलता जुलता है। यह द्रव पदार्थ है जिसका क्वथनांक 52° (125.6°F) है। धूप में रख छोड़ने पर यह द्रव विभक्त हो जाता है, और फॉस्फोन गैस और ठोस पीला पदार्थ P_{12}H_6 बनता है—



ठोस हाइड्रोजन फॉस्फाइड, P_{12}H_6 और P_3H_2 —जैसा अभी कहा गया, ट्रिहाइड्रोजन फॉस्फाइड को धूप में रखने पर पीला ठोस फॉस्फाइड P_{12}H_6 , बनता है। यह सफेद फॉस्फोरस में विलेय है। फॉस्फोरस के

हिमांक का कितना अवनमन (depression) होता है, यह जान कर इसका अणुभार निकाला गया। इसके आधार पर इसका सूत्र $P_{12} H_6$ ठहरा।

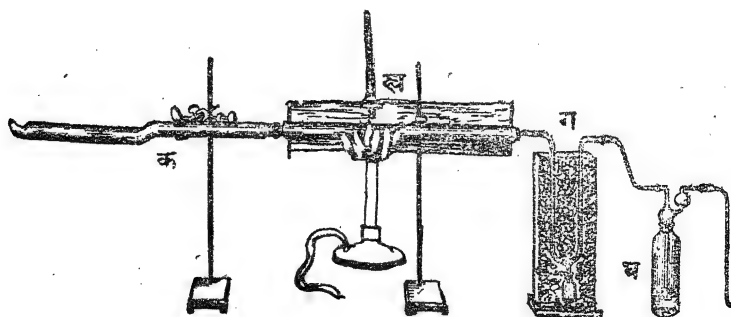
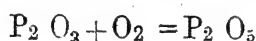
$P_{12} H_6$ को शून्य नली में गरम किया जाय तो यह शुद्ध फॉस्फीन देता है, और एक लाल ठोस हाइड्रोजन फॉस्फाइड बनता है, जिसका सूत्र P_3H_2 है—



सोडियम फॉस्फाइड, $Na_2 P_5$, और हलके ऐसीटिक एसिड के योग से एक और ठोस हाइड्रोजन फॉस्फाइड, P_3H_2 , संभवतः बनता है।

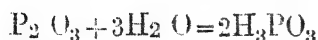
फॉस्फोरस ऑक्साइड—फॉस्फोरस के कई ऑक्साइड, $P_2 O_3$, $P_2 O_4$, $P_2 O_5$ और $P_2 O_6$, ज्ञात हैं पर इनमें विशेष महत्व के केवल त्रिऑक्साइड, $P_2 O_3$, और पंचौक्साइड, $P_2 O_5$, हैं।

फॉस्फोरस ऑक्साइड, या त्रिऑक्साइड, $P_2 O_3$ —यदि श्वेत फॉस्फोरस को हवा में धीरे धीरे गरम किया जाय, तो यह बनता है। साथ में पंचौक्साइड, $P_2 O_5$, भी बनता है। ठंडा करने पर दोनों का चूर्ण प्राप्त होता है। यदि इस मिश्रण को $50^\circ-60^\circ$ तक गरम किया जाय, तो अधिक वाष्पशील होने के कारण त्रिऑक्साइड की भाँपें पहले उठती हैं। इन्हें ठंडा करके ठोस मोम ऐसा त्रिऑक्साइड मिलता है। यह गरम पानी में पिघल जाता है। इसमें लहसुन की सी गन्ध होती है। हवा में गरम करने पर यह जल उठता है और तेज़ प्रकाश निकलता है—

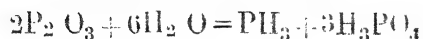


चित्र ६६—फॉस्फोरस त्रिऑक्साइड बनाना

ठंडे पानी के योग से यह फॉस्फोरस एसिड, H_3PO_3 , देता है—



गरम पानी और फॉस्फोरस एसिड के योग में फॉस्फोन, लाल फॉस्फोरस और फॉस्फोरिक एसिड बनते हैं—

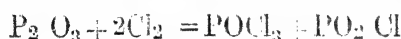


ज्वारों के साथ भी ऐसी ही प्रतिक्रिया होती है।

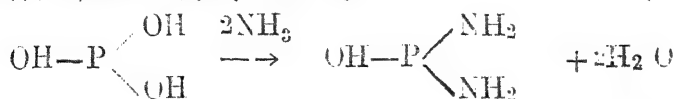
अशुद्ध फॉस्फोरस ऑक्साइड धूप में लाल पड़ जाता है जो संभवतः फॉस्फोरस बनने के कारण है।

फॉस्फोरस ऑक्साइड का वाष्प बनता १८०° है, अतः अणुभार २२० हुआ। अतः इसका सूत्र P_4O_6 होना चाहिये। वैज्ञानिकों के हिमांक के अनुमान से भी यही सिद्ध होता है।

क्लोरीन में यह स्वतः जल उड़ता है, और फॉस्फोरस ऑक्सक्लोराइड, $POCl_3$, और फॉस्फोरिल क्लोराइड, PO_2Cl , बनते हैं।

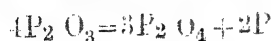


यह ऑक्साइड ईथर, कार्बन ट्राइसल्फाइड, बेंजीन और क्लोरोफॉर्म में विलेय है। निरपेक्ष एल्कोहल के साथ जल उड़ता है। अमोनिया के योग से फॉस्फोरस एसिड का ट्रिप्साइड बनाता है—



फॉस्फोरस चतुः ऑक्साइड, P_2O_4 —फॉस्फोरस के धीरे धीरे उपचित होने पर ऑक्साइडों का जो मिश्रण बनता है, उसके ऊर्ध्वपातन से यह चतुः ऑक्साइड बनता है।

द्रव त्रिऑक्साइड, P_2O_3 , को बन्द नली में गरम किया जाय तो यह २००° तक तो स्थायी रहता है, पर २१०° पर मुघला पड़ जाता है, और ४४०° पर इसमें से एक दूसरे ऑक्साइड का ऊर्ध्वपातन होता है, जो $P_2 O_4$ है। इसके उड़ जाने पर लाल फॉस्फोरस नली में बच रहता है—



इस चतुःऑक्साइड का सल्फ में १८०° पर ही ऊर्ध्वपात होता है।

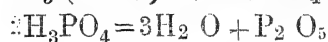
इसके नीरंग मणिम पारदर्शक होते हैं। ये पानी में घुल कर फॉस्फोरस एसिड और फॉस्फोरिक एसिड देते हैं—



इस प्रकार यह $N_2 O_4$ के समान है।

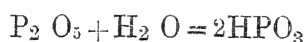
फॉस्फोरस पंचौक्साइड, $P_2 O_5$ —समुचित वायु में फॉस्फोरस गरम करने पर फॉस्फोरस पंचौक्साइड बनता है। इसके धूम्रधान वादल ठंड होने पर हलका चूर्ण देते हैं। यदि इस चूर्ण को 880° तक गरम किया जाय तो यह चूर्ण टस पड़ कर भारी हो जाता है। यदि इस चूर्ण को कार्बन ट्राइऑक्साइड के प्रवाह में गरम किया जाय तो इसके मणिम मिलते हैं, जिनका 240° पर ऊर्ध्वपात होता है। दाब में रक्ताप तक गरम किये जाने पर ये पिघलते हैं।

व्यापारिक मात्रा में फॉस्फोरस पंचौक्साइड हड्डी की राख या फॉस्फेटों के खनिज से तैयार किया जाता है—



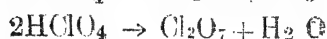
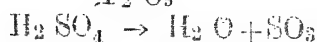
इसमें थोड़ा सा त्रिऑक्साइड भी मिला होता है। पंचौक्साइड के चूर्ण को लोहे की नली में ऑक्सीजन के प्रवाह में गरम करने पर यह त्रिऑक्साइड भी पंचौक्साइड में परिणत हो जाता है।

फॉस्फोरस पंचौक्साइड का पानी के प्रति इतना अधिक स्नेह है कि यह शोषक का काम करता है। हवा से पानी ग्रहण करके यह मेटा-फॉस्फोरिक एसिड बनता है—

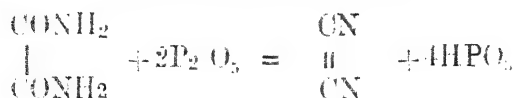


कैल्सियम क्लोराइड और सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा शोषण होने के अनन्तर भी गैसों में जल का जो सूक्ष्म अंश बच रहता है, वह इस पंचौक्साइड की सहायता से दूर किया जा सकता है।

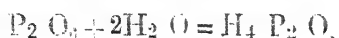
यह यौगिकों के अणुओं में से भी पानी का अणु पृथक् करने में समर्थ है—



इसी प्रकार आर्क्नेसाइट से गायनोचन मिलता है—



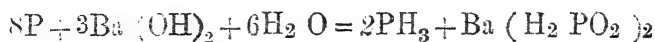
फॉस्फोरस परीक्साइट, P_2O_5 —फॉस्फोरस पंचौसमाइट और आर्क्नेसाइट के मिश्रण को गरम विसर्ग नली में होकर प्रवाहित करने पर यह बनता है। यह बैजनी रंग का ठोस पदार्थ है। गनी के योग से संभवतः यह परफॉस्फोरिक ऐसिड, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, देता है—



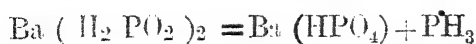
फॉस्फोरस अम्ल—फॉस्फोरस के कई अम्ल पाये जाते हैं, जिनमें निम्न उल्लेखनीय हैं—

हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड	H_3PO_2
फॉस्फोरस ऐसिड	H_3PO_3
हाइपोफॉस्फोरिक ऐसिड	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$
आर्थो फॉस्फोरिक ऐसिड	H_3PO_4
पायरोफॉस्फोरिक ऐसिड	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
मेटाफॉस्फोरिक ऐसिड	HPO_3
परफॉस्फोरिक ऐसिड	H_3PO_5 और $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_8$

हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड -- H_3PO_2 —सन् १८१६ में ड्यूलोन (Dulong) ने इस ऐसिड की खोज की थी। हम यह कह चुके हैं कि कास्टिक सोडा और फॉस्फोरस के योग से फॉस्फीन बनते समय सोडियम हाइपोफॉस्फाइट भी बनता है। यदि इस प्रतिक्रिया में कास्टिक सोडा की जगह बेराइटा का प्रयोग किया जाय तो बेरियम हाइपोफॉस्फाइट, $\text{Ba} (\text{H}_2\text{PO}_2)_2$, बनेगा जो हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड का लवण है—



बेरियम हाइपोफॉस्फाइट तो विलेय है, पर प्रतिक्रिया में थोड़ा सा बेरियम फॉस्फेट भी बनता है जो अविलेय है।



ज्ञान कर इसे अविलेय कर दिया जाता है। बेराइटा का आधिक्य

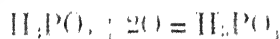
कार्बन डिऑक्साइड के प्रवाह में द्रव कर देते हैं। छले विलयन का फिर मल्लिकार्जुन चक्र के बेरियम हाइपोफॉस्फोइट, $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, के मणिम प्राप्त कर लेते हैं।

बेरियम हाइपोफॉस्फोइट के मणिमों के विलयन में सल्फ्यूरिक ऐसिड की हिमा से निकली एक आवश्यक मात्रा छोड़ कर हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड प्राप्त कर लेते हैं। बेरियम सल्फेट का अवक्षेप छान कर अलग कर देते हैं—

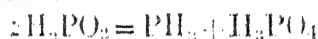


निम्नोक्त (छले द्रव्य) को 150° गरम करके उड़ाते हैं। जब चासनी सा रह जाय तो 5° तक ठंढा करके शोधित (डिफिकेटर) में P_2O_5 और KOH के ऊपर सूखने देते हैं। इस प्रकार ऐसिड के मणिम प्राप्त हो जाते हैं। बाजार में अधिकतर इसका १०% विलयन मिलता है।

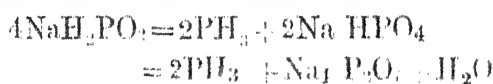
पोटैसियम परमैंगनेट के योग से यह ऐसिड उपचित होकर फॉस्फोरिक ऐसिड देता है—



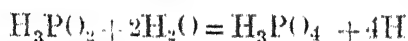
इस प्रकार इसके विलयनों का अवगमन किया जा सकता है। यह ऐसिड 150.4° पर पिघलता है। बहुत गरम करने पर यह ऐसिड फॉस्फीन देता है—



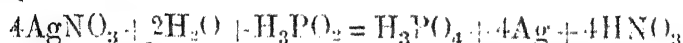
इसके लवण भी गरम होने पर फॉस्फीन देते हैं—



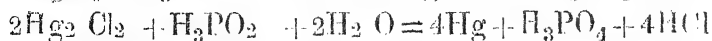
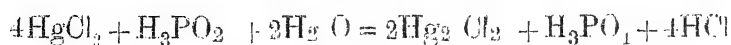
हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड प्रबल अपचायक है। अपचयन प्रक्रिया निम्न-समीकरण के आधार पर होती है—



इस प्रकार यह अमोनियत रजत नाइट्रेट के विलयन के योग से चाँदी देता है—



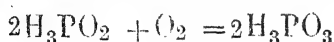
मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड डालने पर कैलोमल का और बाद को पारे का अवक्षेप आता है—



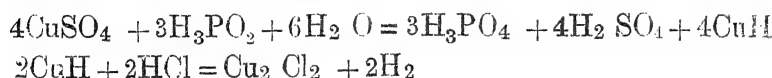
यह क्लोरीन या आयोडीन से भी उपचित होता है—



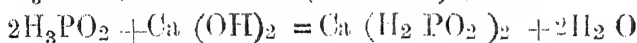
जब जल हाइड्रोजन के योग से अर फॉस्फीज देता है। हवा के ऑक्सीजन से उपचित होकर फॉस्फोरस एसिड देता है—



ताम्र लवण और हाइपोफॉस्फोरस एसिड के योग से क्यूप्रस हाइड्राइड अवक्षिप्त होता है। यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से हाइड्रोजन देता है—

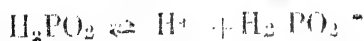
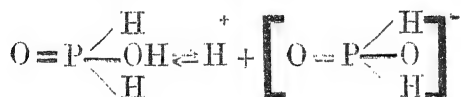


एसिड की रचना—यद्यपि इस एसिड में ३ हाइड्रोजन हैं, पर फिर भी यह एक भास्मिक अम्ल है—



कैल्शियम हाइपोफॉस्फाइट का उपयोग पुष्टिकारक औषधियों में किया जाता है।

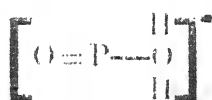
एक-भास्मिक एसिड होने के कारण इसे निम्न प्रकार चित्रित करना होगा—



फॉस्फोरस के बाह्यतम कक्ष पर ५ ऋणाणु हैं, ऑक्सीजन के बाह्यतम कक्ष पर ६, और हाइड्रोजन के एक। अतः H_2PO_2^- आयन में कुल $2+5+12+1=20$ ऋणाणु हुये (अन्तिम १ ऋणाणु हाइड्रोजन आयन बनने पर हाइड्रोजन से पृथक् होकर हाइपोफॉस्फेट आयन पर आया)।

परमाणुओं की संख्या कुल ५ है, जिनमें से P और २O के अष्टकों के लिये २४ ऋणाणु, और २ हाइड्रोजनों के बाह्यकक्ष की पूर्ति के लिये ४ ऋणाणु, इस प्रकार कुल $24+4=28$ ऋणाणु चाहिये।

इसलिये कणकों की संख्या ५ है ($2 \times 5 = 10$) = ५, और इस हाइपो-फॉस्फाइट आयन को—



सूत्र में चित्रित करते हैं, तो बन्धनों की संख्या ५ हो जाता है, अतः यह स्पष्ट है कि भाषाशु निरान्त के आधार पर यह आक्सीजन को फॉस्फोरस से संयुक्त है, सहसंयोज्यता वाला द्विसुग्म बन्धन (=) नहीं है। यहाँ भी संयोज्य-बन्धन एक है, अथवा यह कहना चाहिये कि यह अर्धसुदीप्त द्विसुग्म बन्धन (Semipolar double bond) है

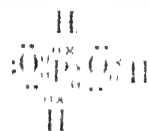


हाइपोफॉस्फाइट आयन

हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड



आयन



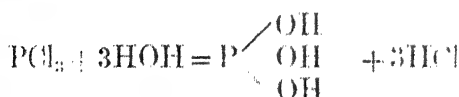
ऐसिड

(\times हाइड्रोजन का, \times फॉस्फोरस का, और $^{\times}$ आक्सीजन का चिह्न है।)

फॉस्फोरस ऐसिड, H_3PO_3 —फॉस्फोरस त्रिआक्साइड को पानी में घोलने पर फॉस्फोरस ऐसिड बनता है—

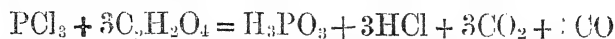


पर इसके बनाने की सब से अच्छी विधि फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और पानी के योग से है। डेवी (Davy) ने १८१२ में इस ऐसिड में तैयार किया था।



इस प्रतिक्रिया में काफी गर्मी पैदा होती है। यह प्रयत्न करना चाहिये कि तापक्रम बहुत न बढ़े। मिश्रण को फिर उड़ा कर सुखाना चाहिये जब तक कि तापक्रम 150° तक न पहुँचे। अब ठंडा करने पर इसके मणिम मिश्रणें।

फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और ऑक्जेलिक एसिड के योग से भी फॉस्फोरस एसिड बनता है। प्रतिक्रिया में बहुत सा फेन उठता है—

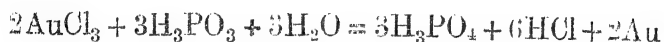


फॉस्फोरस एसिड के सफेद मणिभों का द्रवणांक ७१.७° के लगभग है। यह पानी में बहुत विलेय है। गरम करने पर यह विभक्त होकर फॉस्फीन और ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड देता है—

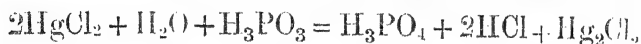


यह फॉस्फीन वायु के संपर्क से जल उठता है।

फॉस्फोरस एसिड भी प्रबल अपचायक है। स्वर्ण लवणों में से सोना मुक्त कर देता है—



मरक्यूरिक क्लोराइड को अपचित करके मरक्यूरस क्लोराइड देता है—

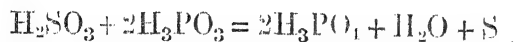


रजत नाइट्रेट के साथ पहले तो रजत फॉस्फाइट, Ag_2PO_3 , का सफेद अवक्षेप आता है, पर यह बाद की चोई में अपचित होने के कारण काला पड़ जाता है।

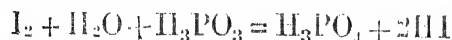
नाइट्रिक एसिड के योग से फॉस्फोरस एसिड फॉस्फोरिक एसिड बन जाता है—



सल्फ्यूरस और फॉस्फोरस एसिड मिल कर गन्धक का अवक्षेप देते हैं—

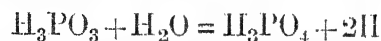


आयोडीन से भी फॉस्फोरस एसिड का उपचयन होता है—

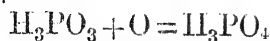


इस प्रकार का उपचयन पोटैशियम परमैंगनेट द्वारा होता है।

इन सब उपचयन प्रतिक्रियाओं का आधार समीकरण यह है—



अथवा



फॉस्फोरस की रचना—यद्यपि फॉस्फोरस एसिड का सूत्र H_3PO_3 है, वुर्ट्ज (Wurtz) ने पहले पहल यह देखा कि यह द्विभास्मिक है। अर्थात् लवण बनाने में इसके दो हाइड्रोजन ही भाग्य से स्थापित होते हैं। फॉस्फोरस त्रिऑक्साइड से बनने के कारण इसका सूत्र निम्न प्रतीत होता स्वाभाविक था, पर द्विभास्मिक होने के कारण निम्न सम्भव उचित प्रतीत होता है—



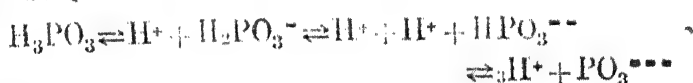
एक सूत्र में फॉस्फोरस की संयोज्यता ३ है, और दूसरे में ५।

यह उल्लेखनीय बात है कि दो समरूप एथिल फॉस्फोरस एसिड पाये जाते हैं जो निम्न आधार पर समान हैं—



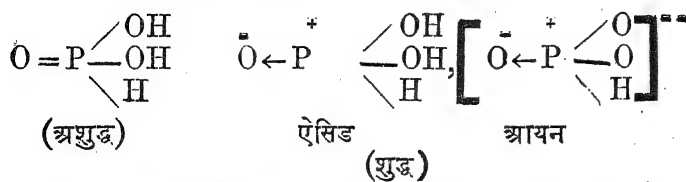
तबका (१) और (२) समरूप होने पर भी मूल भिन्न होने चाहिये।

यह बात निश्चित गतिज्ञता बताती है कि फॉस्फोरस एसिड द्विभास्मिक हो है। सामान्य एथिल फॉस्फाइट, $P(OC_2H_5)_2$ पर भी पाया जाता है। बहुत संभव है कि फॉस्फोरस एसिड का तीसरा विद्यमान स्थरांक बहुत ही कम हो, और इसलिये कास्टिक सोडा के घोल से केवल द्विसोडियम फॉस्फाइट तक ही बन कर लवण रह जाता हो—

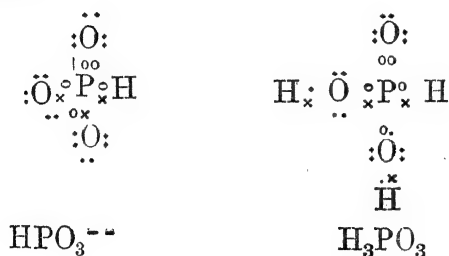


इसके प्रबल अभ्यासक गुण तो उच्च हाइड्रोजन के कारण हैं जो फॉस्फोरस से संबद्ध हैं।

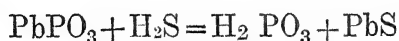
फॉस्फोरस एसिड की साधारण फॉस्फाइट आयन HPO_3^{--} है, जिसमें संयोज्यता वाले अणुआयनों की संख्या का योग $१ + ५ + १८ + २ = २६$ है। अन्तिम २ अणुआयु आयनीकरण होने पर दो हाइड्रोजनों से मिले हैं। हाइड्रोजन के द्विक और P और ३O परमाणुओं के अष्टक पूरे होने के लिये कुल $२ + ८ + २४ = ३४$ अणुआयु चाहिये। अतः गन्धनों की संख्या $= \frac{३४ - २६}{२} = ४$ । अतः निम्न सूत्र ठीक नहीं है क्योंकि इसमें ४ बन्धन है—



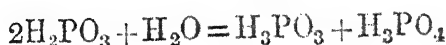
स्पष्टतः फॉस्फोरस एसिड में एक अर्धध्रुवीय द्विगुण बन्ध है। जैसा कि शुद्ध सूत्र में चित्रित किया गया है। ऋणाणु पद्धति पर इसे निम्न प्रकार चित्रित करेंगे—



हाइपोफॉस्फोरिक एसिड, H_2PO_3 —यदि नम वायु में फॉस्फोरस का उपचयन होने दिया जाय, तो हाइपोफॉस्फोरिक एसिड बनता है। यह फॉस्फोरस एसिड से भिन्न है। इसे पहले “पैलेटिये (Pelletier) का फॉस्फोरस एसिड” कहते थे। डूलोन (Dulong) ने इसका नाम फॉस्फेटिक एसिड रक्खा था। सन् १८७७ में सलजर (Salger) ने देखा कि यदि इस एसिड को अंशतः कार्बिक सोडा से शिथिल किया जाय तो कम विलेय फॉस्फेट, $\text{NaHPO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, के मणिम प्राप्त होंगे। लेड नाइट्रेट इस लवण के विलयन के साथ लेड हाइपोफॉस्फेट, PbPO_3 , देता है। इस लेड लवण में हाइड्रोजन सलफाइड गैस प्रवाहित की जाय तो लेड सलफाइड का अवक्षेप पृथक् हो जाता है और हाइपोफॉस्फोरिक एसिड मुक्त हो जाता है।

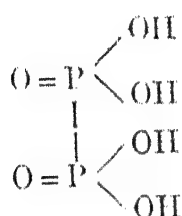


शून्य डेसिकेटर में सलफ्यूरिक एसिड पर सुखाने पर यह एसिड रवे, $\text{H}_2\text{PO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, देता है। इन मणिमों का द्रवणांक 90° है। अम्लों की उपस्थिति में इस एसिड का उदविच्छेदन हो जाता है और फॉस्फोरस एसिड एवं फॉस्फोरिक एसिड दोनों बनते हैं—

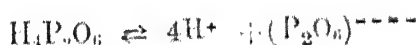


हाइपोफॉस्फोरिक एसिड पौटैसियम परमैंगनेट द्वारा शीघ्र उपचित हो जाता है।

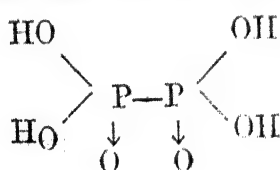
फॉस्फोरस की संयोज्यता ५ मान कर पहले इसे द्विगुण सूत्र द्वारा चित्रित करते थे।



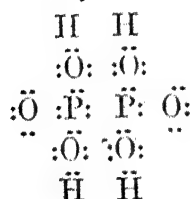
इसके एस्टर का वाष्पघनत्व निकालने पर एस्टर का अणु $(\text{C}_2\text{H}_5)_4\text{P}_2\text{O}_6$ ही ठहरता है। अतः एसिड भी $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$ हुआ। (पहले गलती से एस्टर के वाष्पघनत्व के आधार पर सूत्र $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{PO}_3$ माना गया था।)



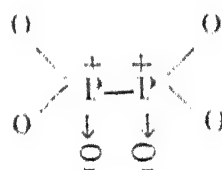
$\text{P}_2\text{O}_6^{4-}$ आयन में ध्रुवमाणुओं की संख्या का योग $१० + ३६ + ४ = ५०$ है। ८ परमाणुओं के अष्टक पूरा करने के लिये ६४ ध्रुवमाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $\frac{१}{२} (६४ - ५०) = ७$ हुई। अतः एसिड और आयन को निम्न प्रकार चित्रित करना पड़ेगा—



एसिड

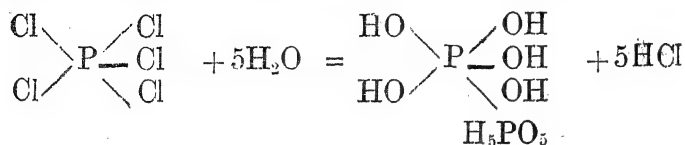


एसिड



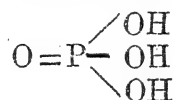
आयन

फॉस्फोरिक एसिड—जिस प्रकार फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और जल के योग से फॉस्फोरस एसिड मिलता है, उसी प्रकार फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और जल के योग से जो एसिड मिलेगा उसका निम्न रूप होना चाहिये—

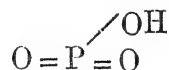


पर H_5PO_5 कोई एसिड प्राप्त नहीं है। इसमें से कुछ पानी के अणु निकल जाने पर कई फॉस्फोरिक एसिड बनते हैं।

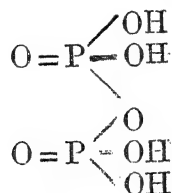
(१) $\text{H}_5\text{PO}_5 - \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$, ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड



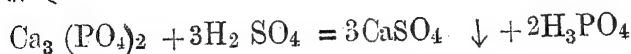
(२) $\text{H}_5\text{PO}_5 - 2\text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_3$, मेटाफॉस्फोरिक एसिड।



(३) $2\text{H}_5\text{PO}_5 - 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, पायरोफॉस्फोरिक एसिड।

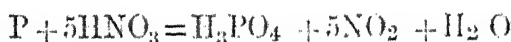


ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड, H_3PO_4 —सन् १७४३ में मार्ग्रेफ (Marggraf) ने इसे माइक्रोकोस्मिक लवण से और फॉस्फोरस को जला कर अथवा फॉस्फोरस और नाइट्रिक एसिड के योग से तैयार किया था। आजकल यह व्यापारिक मात्रा में १०० भाग हड्डी की राख को ९६ भाग सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और १०० भाग पानी के मिश्रण से प्रतिकृत करके बनाया जाता है—



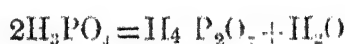
कैल्सियम सल्फेट छान कर अलग कर देते हैं। विलयन को गरम कर १७ घनत्व का कर लेते हैं जिसमें ८५ प्रतिशत फॉस्फोरिक एसिड होता है। यह पदार्थ अशुद्ध होता है, क्यों इसमें थोड़ा सा कैल्सियम द्विहाइड्रोजन फॉस्फेट भी मिला होता है। इसे सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा अवक्षिप्त करके दूर किया जा सकता है।

फॉस्फोरस और नाइट्रिक एसिड के योग से शुद्ध फॉस्फोरिक एसिड मिलता है। १० ग्राम लाल फास्फोरस में ३०० c.c. नाइट्रिक एसिड (१.२ घनत्व) मिलाओ, और एक रवा आयोडीन का छोड़ दो।



ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड नारंग चामनीदार द्रव है। शून्य डेसिकेटर में सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर (डेसिकेटर को बर्फ-नमक के मिश्रण में रख कर) सुखाने पर इसके मणिभ मिलते हैं जिनका द्रवणांक ३८.६° के निकट है। ये मणिभ जलग्राही हैं, और पानी में विलेय और मिश्र्य हैं। इसके जलीय विलयन का उपयोग 'लेमोनेड' बनाने में किया गया है।

२५०° तक ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड को गरम करने पर पायरोफॉस्फोरिक एसिड मिलता है—

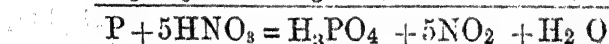
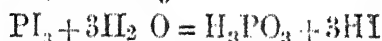
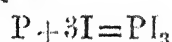


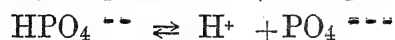
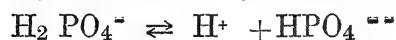
पर और अधिक गरम करने पर मेटाफॉस्फोरिक एसिड मिलता है।



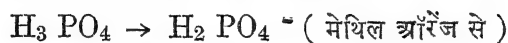
ऑर्थो फॉस्फोरिक एसिड निश्चयपूर्वक विभात्मिक है। इसका आयनीकरण निम्न प्रकार होता है—

* आयोडीन सम्भवतः पहले फॉस्फोरस के साथ त्रिआयोडाइड देता है। यह फिर फॉस्फोरस एसिड देता है जिसका उपचयन नाइट्रिक एसिड से हो जाता है—





फॉस्फोरिक एसिड के विलयन का यदि कास्टिक सोडा से अनुमापन करें और मेथिल ऑरेंज सूचक (indicator) का प्रयोग करें तो H_2PO_4^- बन जाने पर ही रंग परिवर्तन प्रतीत होगा क्योंकि H_2PO_4^- एसीटिक एसिड के समान ही निर्बल अम्ल है।



लाल रंग \rightarrow पीला रंग

अर्थात् NaH_2PO_4 बनने पर ही मेथिल ऑरेंज की उपयोगिता पूरी हो जाती है।

अगर अनुमापन में फीनोलथैलीन सूचक लें तो लाल रंग तब मिलेगा जब फॉस्फोरिक एसिड सब HPO_4^{--} बन जायगा—



नीरंग \rightarrow नीरंग \rightarrow लाल रंग

अर्थात् फीनोलथैलीन से लाल रंग तब मिलना आरम्भ होगा जब H_3PO_4 से Na_2HPO_4 पूरा पूरा बन जायगा। कोई ऐसा सूचक नहीं है जो $\text{HPO}_4^{--} \rightarrow \text{PO}_4^{---}$ परिवर्तन का पूर्ण निर्देश करे।

NaH_2PO_4 फीनोलथैलीन से नीरंग

Na_2HPO_4 फीनोलथैलीन से हलका गुलाबी रंग

Na_3PO_4 फीनोलथैलीन से गहरा लाल रंग

इस प्रकार आर्थो फॉस्फोरिक एसिड के तीन लवण बनते हैं—(१) सोडियम द्विहाइड्रोजन फॉस्फेट (सोडियम एसिड फॉस्फेट), $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; (२) द्विसोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; त्रिसोडियम फॉस्फेट, $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

इनके बनाने की सरल विधि यह है कि फॉस्फोरिक एसिड के विलयन का कास्टिक सोडा से फीनोलथैलीन डाल कर अनुमापन करो। जितनी मात्रा साम्य के लिये आवे, उसकी आधी डाल कर लवण बनाने पर NaH_2PO_4 मिलेगा; उतनी ही मात्रा डालने पर Na_2HPO_4 लवण बनेगा और उसकी ३ डालने पर Na_3PO_4 लवण बनेगा।

फॉस्फोरिक एसिड के विलयन के तीन बराबर भाग कर लिये जायं, और एक भाग में इतना कार्बिक सोडा मिलाया जाय कि Na_3PO_4 बने, दूसरे भाग में इतना अमोनिया मिलाया जाय कि $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ बने, और तीसरे में कुछ न मिलाया जाय। अब तीनों भागों को एक में मिला कर विलयन का मणिभीकरण किया जाय तो $\text{Na} \cdot \text{NH}_4 \cdot \text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ के मणिभ मिलेंगे। इसका नाम माइक्रोस्मिक लवण (micro osmic salt) है। ६ ग्राम अमोनियम क्लोराइड और ३६ ग्राम मामूली सोडियम फॉस्फेट, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, को थोड़ा गरम पानी में घोलो। सोडियम क्लोराइड का जो अवशेष आवे उसे छान लो। विलयन को सुखाने पर भी माइक्रोस्मिक लवण के मणिभ मिलेंगे।

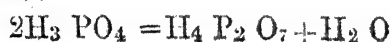


मेटाफॉस्फोरिक एसिड, HPO_3 —अथवा—पायरोफॉस्फोरिक एसिड को रक्त ताप तक गरम करने पर मेटाफॉस्फोरिक एसिड बनता है—

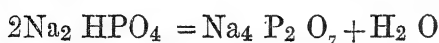


इतना गरम करने पर यह कांच सा भाग देना है। और अधिक गरम किया जाय तो कुछ P_2O_5 भी बन जाता है। इस प्रकार उपलब्ध कांच को पानी में छोड़ा जाय तो यह चटख जाता है। इस कांच को पानी में घोला जाय तो जो विलयन मिलता है, वह वस्तुतः $(\text{HPO}_3)_x$ का होता है जैसा कि हिमांक अवनमन के फलों से प्रतीत होता है। संभवतः यह श्लैप (कोलायडीय) है। $(\text{HPO}_3)_x$ में x का मान १, २, ३, ४, ५ और ६ तक है। होल्ट (Holt) और मायर्स (Myers) ने हिमांक अवनमन के अन्तर से चार मेटाफॉस्फोरिक एसिडों को पहचाना है—(१) $\text{Pb}(\text{PO}_3)_3$ और H_2S के योग से बनने वाला HPO_3 ; (२) H_5PO_4 को चटख करके बनने वाला एसिड; (३) संख्या-दो वाले एसिड को २४ घंटे तक रक्त ताप करके बनाया जाने वाला जल-अग्राही एसिड $(\text{HPO}_3)_2$; (४) H_5PO_4 को थोड़ी देर तक गरम करने पर बनने वाला जलग्राही एसिड HPO_4 ।

पायरोफॉस्फोरिक एसिड, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ —अथवा—पायरोफॉस्फोरस एसिड को यदि २१३° तक गरम किया जाय तो मुख्यतः पायरो एसिड बनता है और कुछ मेटा भी।

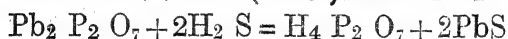
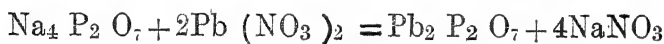


यदि साधारण सोडियम फॉस्फेट, Na_2HPO_4 , को लाल आँच पर गरम किया जाय तो सोडियम पायरोफॉस्फेट, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$, बनता है।



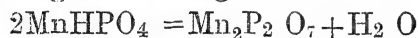
सिलवर नाइट्रेट के विलयन से दोनों की पहिचान की जा सकती है। आँथो फॉस्फेट का विलयन तो इससे पीला अवक्षेप Ag_3PO_4 का देगा, पर सोडियम पायरोफॉस्फेट का विलयन सिलवर नाइट्रेट से सफेद अवक्षेप $\text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_7$ का देता है।

सोडियम पायरोफॉस्फेट के विलयन में लेड नाइट्रेट डालने पर लेड पायरोफॉस्फेट का सफेद अवक्षेप आता है। इस अवक्षेप को पानी में छितराया जाय और फिर हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित की जाय तो लेड सल्फाइड अवक्षिप्त हो जायगा, और विलयन में पायरोफॉस्फोरिक एसिड मिलेगा—



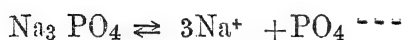
विलयन को छान कर शून्य में उड़ाने पर और -10° तक ठंढा करने पर शुद्ध पायरोफॉस्फोरिक एसिड के मणिम मिलेंगे जिनका द्रवणांक 61° है।

मेगनीशियम या मैंगनीज़ के लवणों को माइक्रोकोस्मिक लवण से अवक्षिप्त करने पर MgHPO_4 और MnHPO_4 प्राप्त होते हैं। इन्हें मूपा में रक्त तप्त करने पर मेगनीशियम पायरोफॉस्फेट, $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ और मैंगनीज़ पायरोफॉस्फेट, $\text{Mn}_2\text{P}_2\text{O}_7$, बनते हैं—



मेगनीशियम और मैंगनीज़ के लवणों का परिमापन इसी प्रकार करते हैं।

फॉस्फोरिक एसिडों की रचना—आँथोफॉस्फोरिक एसिड, H_3PO_4 , त्रिभास्मिक है, और इसका त्रिसोडियम लवण निम्न प्रकार आयनीकृत होता है—



फॉस्फेट आयन में संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $4 + 4 \times 3 + 3 = 32$ है। इनमें अन्तिम ३ ऋणाणु आयनीकरण में सोडियम के ३ परमाणुओं से प्राप्त हुए हैं। PO_4^{---} में कुल परमाणुओं की संख्या ५ है। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(5 \times 4 - 32) = 4$ हुई।

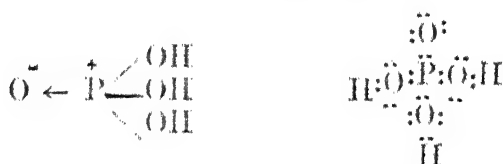


शुद्ध

अशुद्ध

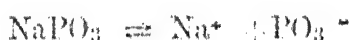
 PO_4^{3-} आयन

इस प्रकार स्पष्टतः फॉस्फेट आयन में एक अर्ध-ध्रुवीय द्विगुण बन्धन है। फॉस्फोरिक एसिड का सूत्र निम्न प्रकार हुआ।



ऑर्थोफॉस्फोरिक एसिड

मेटाफॉस्फोरिक एसिड, HPO_3 , का लवण निम्न प्रकार आयन देता है—



PO_3^{-} आयन में संयोजक अष्टमानुओं की संख्या $5 + 6 \times 3 + 1 = 24$ है। परमाणुओं की संख्या ४ है। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (24 - 24) = 0$ ।

अतः इसकी रचना निम्न प्रकार है

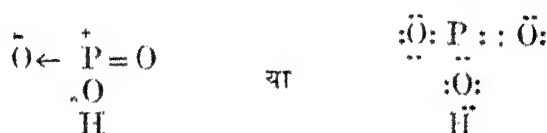


शुद्ध

अशुद्ध

 PO_3^{-} आयन

इस आधार पर मेटाफॉस्फोरिक एसिड की रचना यह हुई—



मेटाफॉस्फोरिक एसिड

पायरोफॉस्फोरिक एसिड, $H_4P_2O_7$ —इसके लवण दो ही श्रेणियों के हैं, $Na_4P_2O_7$ और $Na_2H_2P_2O_7$; बीच के और लवण जैसे $Na_3HP_2O_7$ या $NaH_3P_2O_7$ नहीं पाये जाते। $Na_4P_2O_7$ का आयनीकरण निम्न प्रकार है—



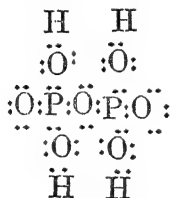
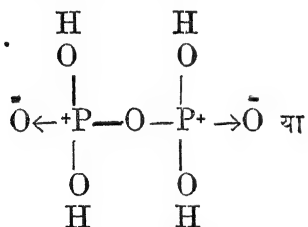
पायरोफॉस्फेट आयन में संयोज्य ऋणाणुओं की संख्या $(2 \times 5 + 6 \times 6 + 8) = 56$ है, और कुल परमाणुओं की संख्या ६ है। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (9 \times 6 - 56) = 8$ इस प्रकार पायरोफॉस्फेट आयन निम्न हुई—



शुद्ध

अशुद्ध

इस आधार पर पायरोफॉस्फोरिक एसिड की रचना निम्न प्रकार हुई—



फॉस्फेटों की पहिचान—आर्थोफॉस्फेट की पहिचान अमोनियम मॉलिब्डेट से की जाती है। फॉस्फेट के विलयन में नाइट्रिक एसिड डाल कर अमोनियम मॉलिब्डेट डालते हैं, और गरम करते हैं। सरसों के फूल सा वसन्ती रंग का अवक्षेप आता है। यदि मेटाफॉस्फेट या पायरोफॉस्फेट के विलयनों को भी हलके अम्लों के साथ उबाल लिया जाय तो ये भी अमोनियम मॉलिब्डेट के साथ ऐसा ही अवक्षेप देते हैं। यह वसन्ती अवक्षेप अमोनियम मॉलिब्डेट $(NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3$ का है। यहाँ ध्यान रहे कि ऐसे ही रंग का अवक्षेप आर्सेनेट से भी आता है।

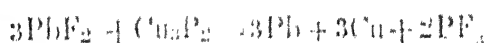
रजत नाइट्रेट द्वारा अवक्षेप देना कर भी पता लगाया जा सकता है कि फॉस्फेट ऑर्थो है, मेटा या पायरो। इन तीनों में से केवल ऑर्थो ऐसिड तो रजत नाइट्रेट से पीला अवक्षेप देता है, मेटा और पायरो सफेद अवक्षेप देते हैं। इन तीनों में से मेटाफॉस्फेट ऐसा है जो ऐल्यूमिन का स्कंधन (conglutination) करता है, शेष दोनों नहीं।

फॉस्फोरस के हैलाइड—फॉस्फोरस के दो फ्लोराइड, PF_3 और PF_5 ; दो क्लोराइड, PCl_3 और PCl_5 ; दो ब्रोमाइड PBr_3 और PBr_5 ; और संभवतः एक ही आयोडाइड, PI_3 (क्योंकि PI_3 का अस्तित्व संदिग्ध है) पाये जाते हैं। P_2I_4 भी पाया गया है।

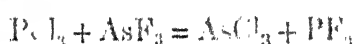
इनके अतिरिक्त फॉस्फोरस त्रिऑक्सी-फ्लोराइड, POF_3 ; फॉस्फोरस ऑक्सी-क्लोराइड, $POCl_3$ और फॉस्फोरस ऑक्सीब्रोमाइड, $POBr_3$ भी ज्ञात हैं।

फॉस्फोरस के कुछ मिश्रित हैलाइड जैसे PBr_3F_3 , PCl_3Br_2 , $PCl_3Br_2Br_2$ आदि भी पाये जाते हैं।

फॉस्फोरस त्रिफ्लोराइड, PF_3 —यह लेड फ्लोराइड और कॉपर फॉस्फाइट दोनों को साथ साथ गरम करने पर फॉस्फोरस त्रिफ्लोराइड बनता है—



आर्सेनिक त्रिक्लोराइड और फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड के योग से भी यह बनता है—



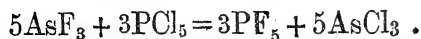
फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड को यशद फ्लोराइड से प्रतिकृत करके भी इसे बनाते हैं—



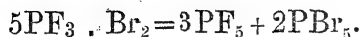
फॉस्फोरस त्रिफ्लोराइड नीरंग गैस है। काँच पर इसका प्रभाव नहीं पड़ता। पानी के साथ उद्विचछेदित होकर यह हाइड्रोक्लोफॉस्फोरिक एसिड देता है।



फॉस्फोरस पंचफ्लोराइड, PF_5 —फॉस्फोरस जब फ्लोरीन में जलता है, तो फॉस्फोरस पंचफ्लोराइड बनता है। आर्सेनिक त्रिक्लोराइड और फॉस्फोरस पंचफ्लोराइड के योग से भी यह मिलता है—



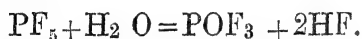
फॉस्फोरस फ्लोरब्रोमाइड को 15° तक गरम करने पर भी यह बनता है—



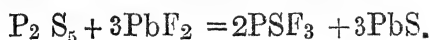
वाष्प-घनत्व के आधार पर इसका सूत्र PF_5 ही है। यह काफी स्थायी पदार्थ है, पर पानी के योग से विभाजित हो जाता है। काँच पर इसका असर नहीं होता। हवा के योग से यह POF_3 का धुआँ देता है। अमोनिया गैस के योग से ठोस योगजात यौगिक $2\text{PF}_5 \cdot 5\text{NH}_3$ देता है।

फॉस्फोर-फ्लोरब्रोमाइड, $\text{PF}_3 \cdot \text{Br}_2$ —ब्रोमीन और फॉस्फोरस त्रि-फ्लोराइड के मिश्रण को -20° तक ठंडा करने पर यह बनता है। गरम करने पर यह फॉस्फोरस पञ्चफ्लोराइड और पञ्चब्रोमाइड में विभाजित हो जाता है।

फॉस्फोरिल फ्लोराइड, POF_3 —यह हवा और फॉस्फोरस पञ्च-फ्लोराइड के योग से, अथवा फॉस्फोरस पञ्चफ्लोराइड और पानी के योग से बनता है—



थायोफॉस्फोरिल फ्लोराइड, PSF_3 —फॉस्फोरस सल्फाइड, P_2S_5 , और लेड फ्लोराइड के योग से यह गैस बनती है—

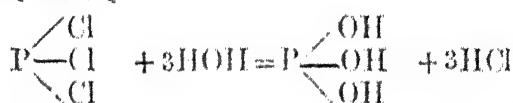


यह जिस रूप से हवा से संयुक्त होती है, यह इसकी विशेषता है। हवा में इसकी जो स्वतः ज्वाला उठती है, उसमें दीप्ति तो काफी होती है, पर यह इतनी ठंडी होती है, कि इसमें हाथ रखने पर नहीं जलता।

फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड, PCl_3 —गेलूसाक (Gay-Lussac) और थेनार्ड (Thenard) ने १८०८ में पहली बार इसे फॉस्फोरस और क्लोरीन के योग से तैयार किया। फॉस्फोरस क्लोरीन में स्वतः जल उठता है, और प्रतिक्रिया में अधिकतर तो त्रिक्लोराइड और थोड़ा सा पञ्चक्लोराइड भी बनता है।

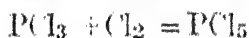
भभके में लाल या श्वेत फॉस्फोरस पर शुष्क क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर त्रिक्लोराइड की जो वाष्पें उठती हैं, इन्हें शुष्क ठंडे ग्राहक पात्र में ठंडा कर लेते हैं। श्वेत फॉस्फोरस के ऊपर रख छोड़ने के बाद फिर से स्रवण करके इसका शोधन करते हैं।

फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड भारी नीरंग धूसरान द्रव है। इसका वृत्तनांक ऊँचा है ($1^{\circ}51'$)। इसका क्वथनांक 76° और हिमांक— 114° है। यह वस्तुतः अथावत का एक आदर्श क्लोराइड है। यह पानी से और सभी यौगिकों से जिनमें HO समूह हो प्रतिक्रिया करता है। OH समूह के स्थान में Cl की स्थापना हो जाती है—



यह क्लोरीन के योग से फॉस्फोरस पंचक्लोराइड देता है।

फॉस्फोरस पंचक्लोराइड, PCl_5 — फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड के ऊपर तब तक क्लोरीन प्रवाहित करने पर, जब तक कि पदार्थ हरे से मणिभाँ का न हो जाय, फॉस्फोरस पंचक्लोराइड बनता है। बृत्क बोतल में बीच के छेद में थिसेल फनेल लगा कर उससे फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड डालते हैं, और एक छेद में मुड़ी नली लगा कर उसमें से क्लोरीन प्रवाहित करते हैं।

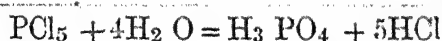
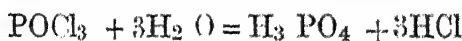
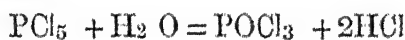


इसे डेवी (Davy) ने १८१० में पहली बार तैयार किया। यह हरित-श्वेत रंग का ठोस पदार्थ है। साधारण दाब पर 100° पर बिना गले ही इसका ऊर्ध्वपात होता है। पर दाब के भीतर गरम करने पर 148° पर यह पिघलता है। इसकी वाष्पों में निम्न साम्य रहता है—



अतः इसका वाष्पघनत्व बहुधा ५२ के लगभग होता है, मानों इसका सूत्र PCl_5 का आधा हो, पर निम्न तापक्रमों पर इसका वाष्पघनत्व १०५ के लगभग ही होता है जो PCl_5 अणु का होना चाहिये।

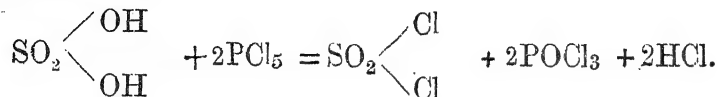
पानी के योग पर यह सी-सी-सी-सी की सी ध्वनि देता है; प्रतिक्रिया में पहले तो ऑक्सिक्लोराइड, POCl_3 , बनता है, और बाद को ऑर्थोफॉस्फोरिक ऐसिड—



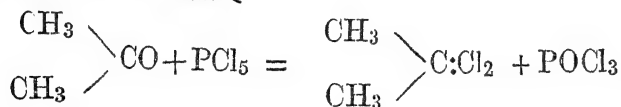
कार्बनिक रसायन में इसका उपयोग ऐसिड क्लोराइड बनाने में विशेष है। ऐसिड के OH समूह के स्थान पर क्लोरीन स्थापित हो जाता है—



निर्जल सल्फ्यूरिक और नाइट्रिक एसिडों के साथ भी इसी प्रकार की प्रतिक्रिया होती है—



ऐसीटोन में तो OH_3 नहीं है, पर यह ऑक्सीजन को दो क्लोरीन परमाणुओं द्वारा स्थापित करता है—

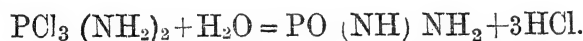


द्वि क्लोरोप्रोपेन

शुष्क अमोनिया के साथ इसकी प्रतिक्रिया होती है, जिसमें क्लोरो-फॉस्फेमाइड और अमोनियम क्लोराइड बनते हैं—



क्लोरोफॉस्फेमाइड पानी के योग से फॉस्फेमाइड देता है जो अविलेय श्वेत चूर्ण है—



- अमोनियम क्लोराइड और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के योग से कई फॉस्फोनाइट्रिल क्लोराइड बनते हैं, जैसे $(\text{PNCl}_2)_3$, $(\text{PNCl}_2)_4$, इत्यादि।

फॉस्फोरस द्विक्लोराइड, P_2Cl_4 —फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और हाइड्रोजन के मिश्रण में मूक विसर्ग की प्रतिक्रिया से संभवतः यह बनता है।

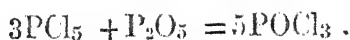
फॉस्फोरस ऑक्सिक्लोराइड, POCl_3 — (१) यह फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और जल की न्यून मात्रा के योग से बनता है—



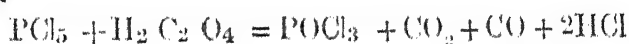
(२) यह पोटैशियम क्लोरेट और फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड के योग से विशेष आसानी से बनता है। दोनों के मिश्रण का खवण करना चाहिये—



(३) फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और फॉस्फोरस पंचोक्साइड के योग से भी फॉस्फोरस ऑक्सिक्लोराइड बनता है—



(४) ऑक्जेलिक ऐसिड और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के योग से भी बनता है—

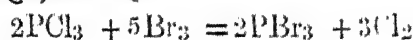


यह धूम्रवान नीरंग द्रव है, जिसका घननांक 103.2° और द्रवणांक 1.3° है ।

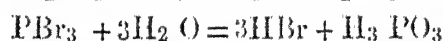
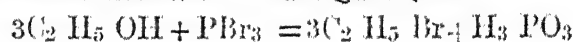
फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड, PBr_3 — श्वेत फॉस्फोरस को वैज्ञानिक द्रव के भीतर ब्रोमीन द्वारा प्रतिकृत करने पर फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड बनता है । मिश्रण में से 100° पर वैज्ञानिक और 174° पर त्रिब्रोमाइड का स्वयं अलग अलग किया जा सकता है ।

लाल फॉस्फोरस को ठंडे मिश्रण में रख कर, उसमें यदि ब्रोमीन छोड़ा जाय तो रोशनी निकलती है, और त्रिब्रोमाइड बनता है जिसका स्वयं किया जा सकता है ।

फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और ब्रोमीन के योग से भी फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड कुछ बनता है—



फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड त्रिक्लोराइड के समान पदार्थ है । इसकी प्रतिक्रियाएँ भी उसी की प्रतिक्रियाओं से मिलती जुलती हैं जैसे—



फॉस्फोरस पंचब्रोमाइड, PBr_5 — फॉस्फोरस त्रिब्रोमाइड और ब्रोमीन के योग से यह बनता है—



यह फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड पर ब्रोमीन और आयोडीन के मिश्रण के योग से भी बनता है ।

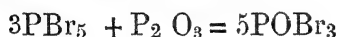
टोस पंचब्रोमाइड दो प्रकार का होता है—(१) पीला, जो वाष्पों को वेग से ठंडा करने पर मिलता है, (२) लाल जो वाष्पों को धीरे धीरे ठंडा करने पर मिलता है । इसकी वाष्प में निम्न साम्य रहता है—



प्रतिक्रियाओं में यह फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के समान है—



फॉस्फोरस ऑक्सिब्रोमाइड, POBr_3 —यह फॉस्फोरस पंचब्रोमाइड और जल की न्यून मात्रा के योग से अथवा फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और पंचब्रोमाइड को मिलाने पर बनता है—

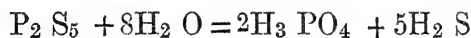


यह ठोस पदार्थ है। इसका क्वथनांक 160° है।

फॉस्फोरस त्रिआयोडाइड, PI_3 —आयोडीन और पीले फॉस्फोरस के तुल्य भारों को कार्बन द्विसल्फाइड में घोल कर मिलाने से यह बनता है। इसके लाल मणिम होते हैं। प्रतिक्रिया में थोड़ा सा फॉस्फोरस द्वि-आयोडाइड, P_2I_4 , भी बनता है।

फॉस्फोरस सल्फाइड—यदि सफेद फॉस्फोरस और गन्धक को साथ साथ गलाया जाय तो उग्र विस्फोट होगा, और फॉस्फोरस सल्फाइड बनेंगे। लाल फॉस्फोरस को निष्क्रिय गैस के वातावरण में गन्धक के साथ सावधानी से गरम करने पर भी सल्फाइड बनते हैं। कार्बन द्विसल्फाइड में घोल कर इनका मणिभीकरण किया जा सकता है। गन्धक और फॉस्फोरस के अनुपात के अनुसार P_2S_5 , P_4S_7 और P_4S_3 यौगिक बनते हैं।

फॉस्फोरस पंचसल्फाइड धूसर-पीत रंग का मणिभीय पदार्थ है, जिसका द्रवणांक 260° और क्वथनांक 418° है, इसका वाष्प-घनत्व P_2S_5 अणु के अनुकूल है। जल के झोंग से इसका विच्छेदन हो जाता है—



इसका उपयोग—OH समूह को —SH समूह में परिणत करने में होता है, जैसे $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ से मरकैप्टान, $\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$ ।

चतुः फॉस्फोरस त्रिसल्फाइड, P_4S_3 —इसका द्रवणांक 172.5° और क्वथनांक 402° है। यह बहुत धीरे-धीरे उद्विग्न होता है। इसका उपयोग दियासलाई बनाने में होता है।

चतुःफॉस्फोरस सतसलकाइड, P_4S_4 —इसके हलके-पीले रंग के मणिम कार्बन द्विसलकाइड के शिलायन से मिलते हैं। इसका द्रवणांक ३१०° और गलनांक ५२३° है।

प्रश्न

१. प्रकृति के फॉस्फोरस चक्र का वर्णन दो। शिलायनों में फॉस्फोरस किस रूप में मिलता है ?

२. फॉस्फोरस के विविध रूपों का वर्णन दो। लाल फॉस्फोरस कैसे बनाते हैं ? फॉस्फोरसों से इसकी तुलना करो।

३. फॉस्फोरस के अपचायक गुणों के कुछ उदाहरण दो।

४. दिवागन्धि के व्यवसाय पर लेख लिखो।

५. फॉस्फोरस के कौन कौन हाइड्राइड जानते हो ? फॉस्फीन, और फॉस्फोनिम आयोडाइड बनाने की विधियाँ दो।

६. फॉस्फीन की तुलना आर्मेनिक और एग्ज़ीमनी के हाइड्राइडों से करो।

७. फॉस्फोरस चतुःअक्सिडाइड कैसे बनाओगे ? फॉस्फोरस के अन्य कौन अक्सिडाइड जानते हो ?

८. हाइपोफॉस्फोरस एसिड के बनाने की विधि और इसके लवणों के उपयोग बताओ। हाइपोफॉस्फोरिक एसिड क्या है ?

९. फॉस्फोरस ऐमिड अच्छा अपचायक है—कुछ उदाहरण दो।

१०. विभिन्न फॉस्फोरिक ऐमिडों की श्रृंखलाएँ रचनाएँ दो।

११. फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और ग्लूकोराइड कैसे बनते हैं ? इनके क्या उपयोग हैं ?

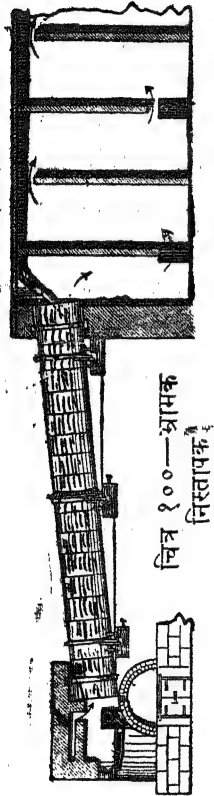
१२. फॉस्फोरस के सलकाइडों पर टिप्पणी लिखो।

अध्याय १८

पंचम समूह के तत्त्व (३)

आर्सेनिक, एंटीमनी और बिसमथ

[Arsenic, Antimony and Bismuth]



आर्सेनियस ऑक्साइड या संखिया इस देश का एक परिचित विष है। मनःशिला (मैसिल) आर्सेनिक का प्रचलित सल्फाइड है, जो चित्राल में पाया जाता है, और विदेशों में रिअलगर और ऑर्पिमेंट नाम से विख्यात है। इनका लाल और सुनहरी रंग दीवारों पर बनी हुई प्राचीन मिश्र की चित्रकारियों में अब तक पाया जाता है। ग्रीस वालों ने ही ऑर्पिमेंट का नाम “आर्सेनिकोन” दिया था, जिसके आधार पर इसके तत्त्व का नाम आर्सेनिक पड़ा है।

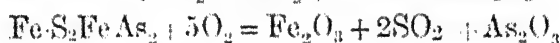
खनिज और अयस्क—आर्सेनिक प्रकृति में काफी विस्तृत है। लगभग सभी खनिजों में आर्सेनिक की थोड़ी बहुत मात्रा होती है। इसीलिये लगभग सभी साधारण धातुओं में आर्सेनिक की सूक्ष्म अशुद्धि पायी जाती है। आर्सेनिक का मुख्य खनिज मिसपिकेल (mispickel) $\text{FeS}_2 \cdot \text{FeAs}_2$ है जो लोह मात्निक और लोह आर्सेनाइड का मिश्रण है। मनःशिला लाल और स्वर्ण रंगों की होती है। लाल को रिअलगर (realgar) कहते हैं, यह As_2S_2 है, और सुनहरी को ऑर्पिमेंट

(orpiment), यह As_2S_3 है। अनेक खनिजों का जारण करते समय (जैसे वंग या ताँबे के) आर्सेनियस ऑक्साइड, As_2O_3 , बनता है।

आर्सेनिक के अन्य खनिज ये हैं—निकेल ग्लान्स, (nickel glance) NiAsS , कोबल्टाइट (cobaltite), CoAsS , कोबल्ट ब्लूम, (cobalt bloom) $\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ।

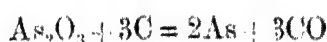
प्रकृति में कभी कभी मुक्त आर्सेनिक भी पाया जाता है।

धातुकर्म—आर्सेनिक के खनिजों या अयस्क का जारण करने पर बहुधा आर्सेनियस ऑक्साइड बनता है—

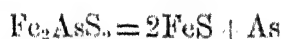


इस निस्तापन या जारण के लिये ऑक्मलेंड और हॉकिंग का भ्रामक निस्तापक (Oxland and Hocking's revolving calciner) काम में आता है। यह लोहे का एक बड़ा चेलन होता है जो घूमता रहता है। इसके भीतर अग्निजित पदार्थों का अस्तर होता है। ऊपर के हॉपर से खनिज धीरे धीरे गिरकर नीचे आता रहता है। निचले सिरे पर जो ज्वालायें और गरम गैसें खनिज के संपर्क में आती हैं, उनसे खनिज का जारण होता है। आर्सेनियस ऑक्साइड का धुआँ उठ कर एक टंकी में जमा होता है।

मिट्टी की मूषा में कोयला मिला कर आर्सेनियस ऑक्साइड को गरम करने पर आर्सेनिक तत्त्व मिलता है—



आर्सेनिकल मासिक, Fe_2AsS_2 , को लोहे के साथ गरम करके भी आर्सेनिक बनता है—



आर्सेनिक सल्फाइड को पोटैशियम सायनाइड के साथ गरम करने पर भी आर्सेनिक मिलता है।

तत्त्व के रूपान्तर—फॉस्फोरस के समान आर्सेनिक भी कई रूपान्तरों में पाया जाता है जिनमें से निम्न मुख्य हैं—

ऐलफा-आर्सेनिक या पीला आर्सेनिक—यह पीले फॉस्फोरस के समान है। आर्सेनिक की वाष्पी को एकाएक ठंडा करने पर यह बनता है कार्बन डिऑक्साइड के वातावरण में आर्सेनिक को गरम करते हैं, और

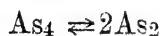
वाष्पों को द्रव कार्बन ट्राइऑक्साइड में शीघ्र ठंडा करते हैं। फिर वाष्पों को ठंडे कार्बन ट्राइसलफाइड में शोषित करते हैं। कार्बन ट्राइसलफाइड को उड़ा कर पीले आर्सेनिक के मणिभ मिलते हैं। इसका घनत्व ३.७ है। यह अस्थायी रूप है। वायु में आसानी से उपचित होता है। उपचयन के समय थोड़ी सी दीप्ति निकलती है (जैसे श्वेत फॉस्फोरस में), और लहसुन की सी गन्ध आती है। प्रकाश के प्रभाव से पीला आर्सेनिक धूसर आर्सेनिक में परिणत हो जाता है।

धूसर आर्सेनिक को वाष्पीकृत करके और वाष्पों को द्रव वायु में ठंडा करके भी पीला आर्सेनिक बनाया जा सकता है।

कार्बन ट्राइसलफाइड में पीला आर्सेनिक विलेय है, और विलायक के द्रवणांक के अवनमन पर आर्सेनिक का अणु As_4 निकलता है।

बीटा-आर्सेनिक या काला आर्सेनिक—धूसर आर्सेनिक को हाइड्रो-जन के प्रवाह में काँच की नली में गरम करने पर काला आर्सेनिक बनता है। नली के ठंडे भाग में जहाँ तापक्रम 200° के लगभग होता है, यह जमा हो जाता है। यह धूसर आर्सेनिक की अपेक्षा कम स्थायी है। 40° पर भी हवा में यह उपचित नहीं होता। पर नली में 360° तक गरम किये जाने पर यह धूसर आर्सेनिक बन जाता है। काले आर्सेनिक का घनत्व ४.७ है। यह कार्बन ट्राइसलफाइड में अविलेय है।

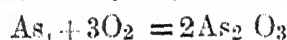
गामा-आर्सेनिक या धूसर आर्सेनिक—साधारण स्थायी आर्सेनिक धूसर वर्ण का होता है। इसमें धातु की सी चमक होती है। इसके षट्कोणीय-राम्भोफलकीय रवे होते हैं। इसका घनत्व ५.७३ है। यह कार्बन ट्राइसलफाइड में विलेय नहीं है। यह ताप और बिजली का अच्छा चालक है। यह 100° पर धीरे धीरे वाष्पीकृत होता है। 440° पर इसका शीघ्रता से ऊर्ध्वपात होता है। इसके धुएँ का रंग नीबू का सा पीला होता है। इसकी वाष्पों में निम्न साम्य है—जैसा कि वाष्प घनत्व से स्पष्ट है—



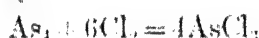
तापक्रम	560°	1718°	1736°
वाष्पघनत्व	१४७	७६	७७
As_4 (%)	६८%	७३%	३%

शुष्क वायु में धूसर आर्सेनिक का उपचयन नहीं होता पर आर्द्र वायु में इसके ऊपर काली सी तह जम जाती है जो आर्सेनिक त्रिऑक्साइड

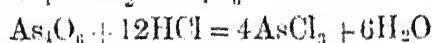
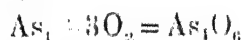
की है। 200° तक गरम किया जाय तो इसमें प्रस्फुरण दिखायी देता है। 400° पर गरम करने पर यह सफेद ज्वाला से जलता है।



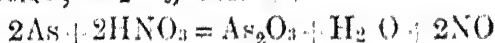
रासायनिक गुण—आर्सेनिक चूर्ण क्लोरीन गैस में जलता है और त्रिक्लोराइड बनता है—



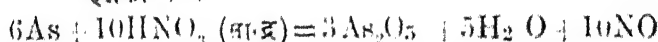
हवा की उपस्थिति में यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय है, और त्रिक्लोराइड बनता है—



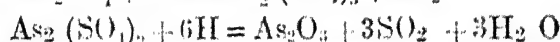
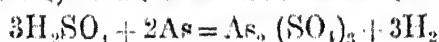
इसके नाइट्रिक एसिड का ठंडे तापक्रम पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता। इसके गरम नाइट्रिक एसिड से उपचयन होकर आर्सेनिक एसिड, H_3AsO_4 , बनता है। सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से आर्सेनिक एसिड या आर्सेनिक ऑक्साइड, As_2O_3 , बनता है।



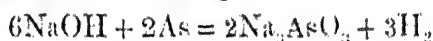
इसका गरम



इसके सल्फ्यूरिक एसिड की आर्सेनिक पर प्रतिक्रिया नहीं होती, पर गरम सान्द्र एसिड के योग से आर्सेनिक धुल जाता है। पहले तो आर्सेनिक सल्फेट बनता है, पर बाद को आर्सेनियस ऑक्साइड—

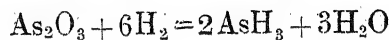


आर्सेनिक क्षार के विलयन में नहीं घुलता पर क्षारों के साथ गलाने पर पहले तो आर्सेनाइट, Na_3AsO_3 , बनता है, पर ऊँचे तापक्रम पर आर्सेनेट और आर्सेनाइड बनता है—

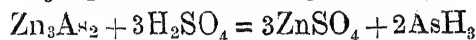
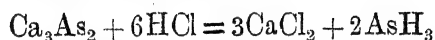


परमाणुभार—आर्सेनिक के वाष्पशील यौगिकों के वाष्पघनत्व के आधार पर इसका परमाणुभार ७५ के लगभग ठहरता है। रजत आर्सेनेट को रजत ब्रोमाइड में परिणत करके इसका ठीक-ठीक परमाणुभार ७४.६३ ठहरता है। इसके कोई समस्थानिक नहीं पाये गये।

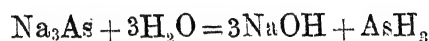
आर्सेनिक हाइड्राइड, या आर्सीन, AsH_3 —जिस प्रकार नाइट्रोजन से अमोनिया, NH_3 , और फॉस्फोरस से फॉस्फीन, PH_3 , बनता है, उसी प्रकार आर्सेनिक का हाइड्राइड आर्सीन, AsH_3 , है। आर्सेनिक के यौगिकों को नवजात हाइड्रोजन से अपचित करके यह बनता है—



मेगनीशियम आर्सेनाइड या कैल्सियम या जिंक आर्सेनाइड और ऐसिड के योग से भी आर्सीन बनता है—



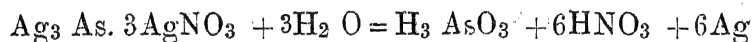
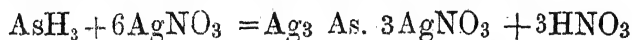
इसी प्रकार सोडियम आर्सेनाइड और पानी के योग से भी यह तैयार होता है—



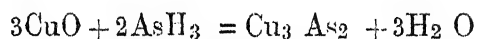
यह नीरंग गैस है जो -100° तक ठंडा करने पर द्रवीभूत हो जाती है। इसमें अप्राप्य दुर्गन्ध होती है। हवा मिला कर हलकी की जाने पर भी प्रबल विष है। आर्सीन है भी अस्थायी। 230° तक गरम करने पर आर्सेनिक और हाइड्रोजन देता है—



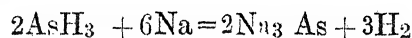
यह प्रबल उपचायक रस है। रजत नाइट्रेट के विलयन के साथ पीले रंग का पदार्थ मिलता है जो $\text{Ag}_3\text{As} \cdot 3\text{AgNO}_3$ है। यह पीला पदार्थ धीरे धीरे काला पड़ जाता है, क्योंकि चाँदी अवक्षिप्त होती है।



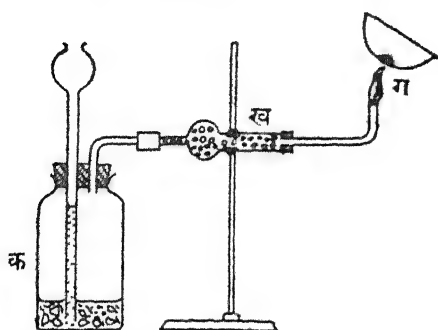
तप्त ताम्र ऑक्साइड पर प्रवाहित होने पर आर्सीन से कॉपर आर्सेनाइड मिलता है—



इसी प्रकार तप्त सोडियम के ऊपर प्रवाहित करने से सोडियम आर्सेनाइड बनता है—



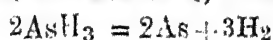
मार्श-बर्जिलियस परीक्षण—आर्सेनिक के यौगिक सरलता से गैसीय



आर्सेन देते हैं, और यह गैस तप्त होने पर आर्सेनिक देती है। इस आधार पर आर्सेनिक की पहिचान की जाती है। इस परीक्षण को ‘मार्श-परीक्षण’ या ‘मार्श-बर्जिलियस परीक्षण’ (Marsh-Berzelius test) कहते हैं।

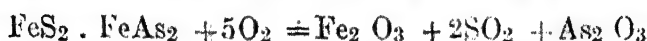
चित्र १०१—मार्श-बर्जिलियस परीक्षण

आर्सेनिक के विलेय यौगिक में जस्ता और हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने पर आर्सेन गैस बनती है। इस प्रयोग के लिए शुद्ध जस्ता (जिसमें आर्सेनिक न हो) एक पत्रास्क में लेते हैं। जो हाइड्रोजन गैस इस जस्ते और एसिड के योग से बनती है, उसे कैल्सियम क्लोराइड के टुकड़ों से भरी नली (ख) में होकर प्रवाहित करते हैं। इस प्रकार, यह गैस सल्फाइड और आर्द्रता से मुक्त हो जाती है। इस शुष्क गैस को यदि जेट में जलाया जाय और जेट की ज्वाला पर पोर्सिलेन की प्याली (ग) रखी जाय, तो इस प्याली पर आर्सेनिक का काला धब्बा (कलंक) लग जायगा। यदि परीक्षणीय पदार्थ में आर्सेनिक नहीं है, तो प्याली पर काला कलंक नहीं जमता, पर य. पदार्थ में आर्सेनिक है, तो काला दर्पण सा अवश्य जमेगा।



ये कलंक या धब्बे सोडियम हाइपोक्लोराइट या ‘विरंजक चूर्ण’ में विलेय हैं (संभवतः सोडियम आर्सेनेट बनता है); टारटरिक एसिड में यह नहीं घुलते। पीले अमोनियम सल्फाइड में भी यह घुलते हैं, और विलयन को सुलाने पर आर्सीनियस सल्फाइड का चटक पीला दाग बन जाता है। (SbH₃ से तुलना करो)।

आर्सीनियस ऑक्साइड, As₂O₃ —साधारणतः आर्सेनिक ऑक्साइड का ही नाम संख्या या ‘आर्सेनिक’ है। यह आर्सेनिक यौगिकों में सबसे अधिक प्रसिद्ध है। मिसपिकेल खनिज के जारण से यह मिलता है—



चक्करदार या भ्रामक निस्तापक का उल्लेख इस सम्बन्ध में पहले किया जा चुका है।

आर्सेनियस ऑक्साइड तीन रूपों में पाया जाता है—(१) अमणिभ (amorphous) या काँच का सा ऑक्साइड जिसका घनत्व ३.७३८ और द्रवणांक २००° है। (२) अष्टफलकीय (octahedral), या सामान्य ऑक्साइड जिसका घनत्व ३.६८९ है, और बिना गले ही जिसका ऊर्ध्वपात होता है। (३) एकानताक्ष (monoclinic), जिसका घनत्व ३.८५ है और जो खनिज क्लौडेटाइट (claudeite) में पाया जाता है।

अमणिभ ऑक्साइड नीरंग पारदर्शक है। यह ऑक्साइड की वाष्पों को कयथनांक से थोड़ा नीचे ही तापक्रम पर धीरे धीरे ठंडा करने पर मिलता है। देखने में यह काँच सा स्वच्छ मालूम होता है पर जल की उपस्थिति में यह धुंधला पड़ जाता है और अष्टफलकीय साधारण ऑक्साइड हो जाता है। अमणिभ ऑक्साइड (१:१०८) अष्ट फलकीय ऑक्साइड (१:३५५) की अपेक्षा पानी में अधिक विलेय है, और यह ठीक ही है क्योंकि अष्टफलकीय से कम स्थायी है।

यदि अमणिभ ऑक्साइड के ३ भाग को गरम हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड (१२ भाग एसिड, ४ भाग पानी) में घोला जाय, तो विलयन को उड़ाने पर उसमें से अष्टफलकीय मणिभ प्रकट होने लगते हैं। जिस समय ये मणिभ बनते हैं, तो प्रत्येक रवे के साथ थोड़ा सा प्रकाश बनता है।

अमणिभ ऑक्साइड = अष्टफलकीय ऑक्साइड + शक्ति (प्रकाश)
*अष्टफलकीय ऑक्साइड मणिभीय चूर्ण है जिसका वर्त्तनांक ऊँचा होता है ऑक्साइड की वाष्पों को वेग से ठंडा करने पर यह मिलता है। यह सबसे स्थायी रूप है, ऊर्ध्वपातन १२५-१५०° पर होता है; पर यदि दाब में गरम किया जाय तो यह गलाया भी जा सकता है।

एकानताक्ष ऑक्साइड कॉस्टिक सोडा में अमणिभ ऑक्साइड घोल कर उबलते हुए विलयन के मणिभीकरण करने पर मिलता है।

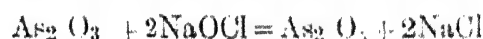
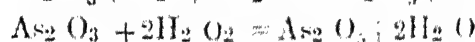
आर्सेनियस ऑक्साइड परिचित प्रबल विष है। इसमें न कोई स्वाद होता है और न गन्ध। ०.३-०.४ ग्राम खा लेने पर मृत्यु सम्भव है। आत्मघातक अधिकतर इसका उपयोग करते हैं, क्योंकि यह सुलभ और निःस्वाद है। पर इसका पता भी आसानी से लग जाता है, क्योंकि आर्सेनिक का परीक्षण बहुत आसान है। यदि कोई थोखे से आर्सेनिक खा

गया हो तो उसे किसी भी रूप में फेरिक हाइड्रोक्साइड (कोलायडीय हो तो बहुत अच्छा) खाने को देना चाहिये। दोनों के योग से अविलेय फेरिक आर्सेनाइट बनता है, जो सापेक्षतः विष नहीं है।

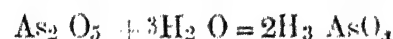
आर्सेनिक ऑक्साइड बिना गले ही 105° पर उर्ध्वपतित होता है। दाब के भीतर गरम करने पर गल जाता है। इसका कारण यह है कि साधारण वायुमंडल के दाब पर ऑक्साइड का द्रवणांक उसके क्वथनांक से अधिक है। पर यदि दाब वायुमंडल का अधिक कर दिया जाय, तो क्वथनांक इतना अधिक हो जाता है द्रवणांक इससे कम रह जाता है।

तीनों प्रकार के ऑक्साइडों की विलेयता पानी में अलग अलग है। अष्टफलकीय इनमें सबसे कम विलेय है। 15° पर १०० ग्राम पानी में १.६६ ग्राम और 100° पर ६ ग्राम अष्टफलकीय विलेय है।

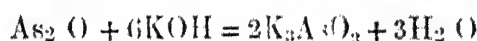
रासायनिक गुण—आर्सेनियस ऑक्साइड ओज़ोन, हाइड्रोजन परी-क्साइड, क्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन, नाइट्रिक ऐसिड, अम्लराज, सोडियम हाइपोक्लोराइट आदि उपचायक पदार्थों द्वारा शक्ति उपचित होकर आर्सेनिक ऑक्साइड बन जाता है।



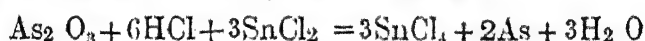
और



द्वारों के योग से आर्सेनियस ऑक्साइड आर्सेनाइट बन जाता है। आर्सेनाइट क्षार के अनुपात के अनुसार कई प्रकार के होते हैं—

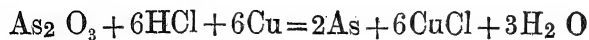


आर्सेनियस ऑक्साइड का अपचयन भी होता है। स्टैनस क्लोराइड विलयन के साथ यह आर्सेनिक का भूरा अवक्षेप देता है—

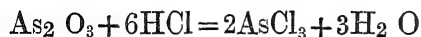


* यह प्रतिक्रिया सोडियम वाइकार्बोनेट की उपस्थिति में पूरी तरह से होती है, अन्यथा उत्क्रमणीय है।

यदि आँक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक एसिड और चमकते ताँबे के साथ उबाला जाय, तो ताँबे पर धूसर वर्ण के आर्सेनिक की तह जम जायगी (राइन्शपरीक्षण-Reinsch)



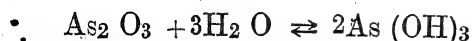
आर्सीनियस आँक्साइड को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ उबालें तो आर्सेनिक त्रिक्लोराइड बनता है—



सवित पानी में आर्सीनियस आँक्साइड उबाल कर घोला जाय और फिर छुने ठंडे विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित किया जाय तो कोलायडीय आर्सीनियस सल्फाइड बनता है। किसी भी एसिड की उपस्थिति में इसका स्कंधन हो जाता है, और आर्सीनियस सल्फाइड का अवक्षेप आ जाता है।

आर्सीनियस आँक्साइड का उपयोग काँच बनाने में, आतिशबाज़ी में और कीटाणुनाशक विषों के बनाने में किया जाता है।

आर्सीनियस ऐसिड, $\text{H}_3 \text{AsO}_3$ —पानी में बने आर्सीनियस आँक्साइड विलयन में थोड़ा सा अम्लीय गुण होता है—



पर यह ऐसिड हाइड्रोजन सल्फाइड से भी निर्बल अम्ल है।

आर्सीनियस ऐसिड के लवणों को आर्सेनाइट कहते हैं। ये आर्सेनाइट ऑर्थो, मेटा और पायरो तीनों प्रकार के होते हैं—

ऑर्थो-आर्सीनियस ऐसिड, $\text{H}_3 \text{AsO}_3$ —लवण जैसे $\text{K}_3 \text{AsO}_3$, $\text{Ag}_3 \text{AsO}_3$, $\text{Pb}_3 (\text{AsO}_3)_2$ आदि।

मेटा-आर्सीनियस ऐसिड, HAsO_2 —लवण जैसे KAsO_2 , $\text{Ba} (\text{AsO}_2)_2$ आदि।

पायरो आर्सीनियस ऐसिड, $\text{H}_4 \text{As}_2\text{O}_5$ —लवण जैसे $\text{Ca}_2 \text{As}_2\text{O}_5$.

आर्सीनियस आँक्साइड को सोडियम बाइकार्बोनेट में घोलने पर कार्बन द्विआँक्साइड के बुदबुदे निकलते हैं। सोडियम आर्सेनाइट, NaAsO_2 , बनता है। आर्सीनियस आँक्साइड को कार्बिक सोडा में घोलने पर अम्लीय लवण NaH_2AsO_3 बनता है।

आर्सेनियस ऑक्साइड को पोटैसियस कार्बोनेट के विलयन में घोल कर उसमें कॉपर सल्फेट का विलयन डालने से कॉपर आर्सेनाइट, CuHAsO_3 , का अवक्षेप आता है—

$$2\text{KAsO}_2 + 2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KH}_2\text{SO}_4 + 2\text{CuHAsO}_3$$
यह सुन्दर हरा वर्णक (pigment) है जिसे 'शीले का हरा रंग' (Scheele's green) कहते हैं। यह भयंकर विष है, इसलिए अब इसका उपयोग नहीं होता।

सोडियम कार्बोनेट और ताम्र ऐसीटेट (वरद्विषिस) को उचित अनुपात में मिलाने पर कॉपर ऐसिटेट आर्सेनाइट, $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$, नामक सुन्दर हरा वर्णक तैयार होता है। दीवारों पर चिपकाये जाने वाले कीड़े-मार कागजों पर यह लगाया जाता है। इसे "स्वाइनफुटर का हरा रंग" (Schweinfurter green) कहते हैं।

आर्सेनिक ट्रिऑक्साइड, As_2O_3 या As_2O_5 —आर्सेनियस ऑक्साइड और आर्सेनिक पंचोक्साइड का तुल्य मात्रा में मिला कर 340° तक गरम करने पर यह बनता है। यह काल्प के समान पदार्थ है।

आर्सेनिक पंचोक्साइड, As_2O_5 —आर्सेनिक त्रिआक्साइड को जलाये जाने पर त्रिऑक्साइड ही देता है, न कि पंचोक्साइड। इस बात में यह फॉस्फोरस से भिन्न है।

आर्सेनियस ऑक्साइड को सान्द्र नाइट्रिक ऐसिड के साथ गरम करने पर पंचोक्साइड बनता है (शीले १७७५)—



इसी प्रकार आर्सेनियस ऑक्साइड को पानी में छितरा कर उसमें क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर भी यह बनता है—



विलयन के उड़ाने पर सफेद पंचोक्साइड का चूर्ण मिलता है। इस ऑक्साइड का स्वाद अम्लीय होता है। यह भी विषैला है, पर त्रिऑक्साइड से कम। यह पानी में अच्छी तरह विलेय है, और घुल कर आर्सेनिक ऐसिड मिलता है—



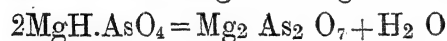
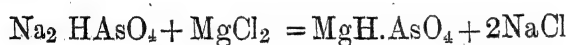
इस एसिड के लवण आर्सेनेट कहलाते हैं।

सोडियम आर्सेनेट—यह सोडियम आर्सेनाइट को पोटैसियम नाइट्रेट के साथ गरम करके बनाया जाता है। आर्सेनिक एसिड के विलयन में सोडियम कार्बोनेट आधिक्य में डाल कर मणिम जमाने पर पहले तो $\text{Na}_2 \text{HAsO}_4 \cdot 12\text{H}_2 \text{O}$ के मिलते हैं। यह द्विसोडियम हाइड्रोजन आर्सेनेट साधारण सोडियम फॉस्फेट के समान है। केलिको छपाई में इसका उपयोग होता है।

लेड आर्सेनेट, PbHAsO_4 —इसका उपयोग फलों के वृक्षों के कीड़े मारने में किया जाता है। फल निकलने के पूर्व ही पेड़ों पर इसकी सीसी डालनी चाहिये।

आर्सेनिक एसिड उपचायक पदार्थ है। यह पोटैसियम आयोडाइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के विलयन से आयोडीन मुक्त करता है।

आर्सेनेट लवण फॉस्फेट लवणों के समरूपी होते हैं। अमोनियम मॉलिब्डेट और नाइट्रिक एसिड के साथ गरम किये जाने पर यह भी वसन्ती पीला अवक्षेप देते हैं— $(\text{NH}_4)_3 \text{AsO}_4 \cdot x\text{MoO}_3$. आर्सेनेटों के विलयन में अमोनिया, अमोनियम क्लोराइड और मेगनीशियम क्लोराइड डालने पर मेगनीशियम आर्सेनेट का अवक्षेप आता है, जो गरम किए जाने पर मेगनीशियम पायरो आर्सेनेट, $\text{Mg}_2 \text{As}_2 \text{O}_7$, बन जाता है (ठीक जैसे $\text{Mg}_3 \text{P}_2 \text{O}_7$ बनता था)—



इस विधि से आर्सेनेटों का परिमाणन (estimation) किया जा सकता है।

आर्सेनेटों और फॉस्फेटों का अन्तर इस प्रकार मालूम हो सकता है—आर्सेनेट के विलयन में गन्धक द्विऑक्साइड प्रवाहित करो। आर्सेनेट अपचित होकर आर्सेनाइट बन जायगा। यह फिर हाइड्रोजन सल्फाइड के संसर्ग से आर्सीनियस सल्फाइड का पीला अवक्षेप देगा।

सिल्वर नाइट्राइट के विलयन के साथ आर्सेनेट तो चोकलेट की तरह का भूरा अवक्षेप देते हैं जो सिल्वर आर्सेनेट $\text{Ag}_3 \text{AsO}_4$ का है (यह हलके नाइट्रिक एसिड और अमोनिया में विलेय है) !

सिल्वर नाइट्रेट फॉस्फेट के साथ पीला अवक्षेप देगा ।

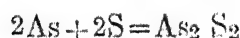
आर्सेनिक सल्फाइड—आर्सेनिक के तीन सल्फाइड ज्ञात हैं—

लाल मनःशिला या रिअलगर या आर्सेनिक द्विसल्फाइड, As_2S_2

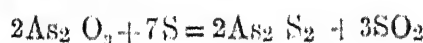
सुनहरी मनःशिला या ऑर्पिमेंट या आर्सेनिक त्रिसल्फाइड, As_2S_3

आर्सेनिक पेंगुलफाइड, As_2S_5

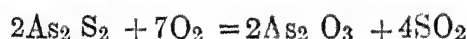
आर्सेनिक द्विसल्फाइड— As_2S_2 —इसे लाल मनःशिला (मैसिल) या रिअलगर कहते हैं । यह आर्सेनिक और गन्धक को साथ गला कर अथवा आर्सेनिक और ऑर्पिमेंट, As_2S_3 , को साथ गला कर बनाया जाता है—



यह द्विसल्फाइड आर्सीनियस ऑक्साइड और गन्धक को गला कर भी बनाया जाता है, अथवा लोहमाक्षिक, FeS_2 , आर्सेनिकीय माक्षिक, $FeAsS$, के साथ गला कर भी इसे बनाते हैं ।



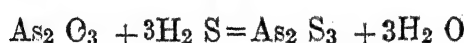
यह कठोर और नारंगी-लाल रंग का होता है । हवा में यह शीघ्रता से जल सकता है और जलने पर आर्सीनियस ऑक्साइड बनता है—



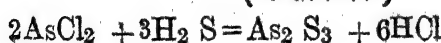
नाइट्रिक एसिड द्वारा यह आसानी से उपचित होता है पर अन्य अम्लों का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता ।

इसका उपयोग आतशबाजी में नीली और सफेद रोशनी करने में होता है, और वर्णकों में भी यह काम आता है ।

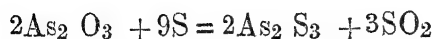
आर्सेनिक त्रिसल्फाइड, As_2S_3 (ऑर्पिमेंट, सुनहरी मैसिल)—आर्सीनियस ऑक्साइड या आर्सेनिक के लवण के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर यह अवक्षिप्त होता है—



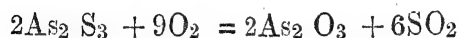
(कोलायडीय)



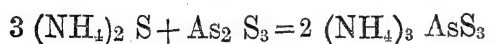
आर्सेनियस ऑक्साइड और गन्धक के मिश्रण का ऊर्ध्वपात करने पर भी यह मिलता है—



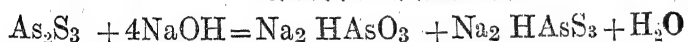
इसमें सुन्दर सुनहरी पीला रंग होता है। गरम करके इसका ऊर्ध्वपात किया जा सकता है। हवा की उपस्थिति में यदि गरम किया जाय तो आर्सेनियस ऑक्साइड बनेगा—



यह पानी में और सांद्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में अविलेय है, पर कास्टिक सोडा में या अमोनियम सल्फाइड के विलयन में घुल जाता है—



अमोनियम थायोआर्सेनाइट



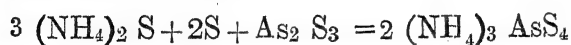
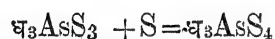
कास्टिक सोडा की प्रतिक्रिया में सोडियम हाइड्रोजन आर्सेनाइट, और सोडियम हाइड्रोजन थायोआर्सेनाइट दोनों बनते हैं। पर अमोनियम सल्फाइड की प्रतिक्रिया में केवल अमोनियम थायोआर्सेनाइट बनता है। (आर्सेनाइट के ऑक्सीजन के स्थान में गन्धक परमाणु रखने से थायो-आर्सेनाइट बनता है)।



धातु-आर्सेनाइट

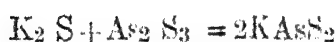
धातु-थायोआर्सेनाइट

यदि पीले अमोनियम सल्फाइड, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_x$, का उपयोग किया जाय जिसमें अधिक गन्धक होता है, तो थायो आर्सेनाइट से थायो आर्सेनेट बन जायगा—

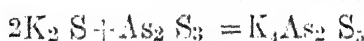


द्वितीय समूह के परीक्षण में प्रयोग-रसायन में इन प्रतिक्रियाओं का उपयोग किया जाता है।

ऊपर जिन थायोआर्सेनाइटों का उल्लेख किया गया है, वे आर्थो जाति के हैं। मेटा-थायोआर्सेनाइट और पायरो-थायोआर्सेनाइट भी पाये जाते हैं—



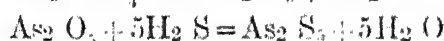
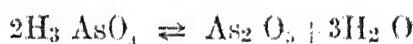
पोटैसियम मेटा-थायोआर्सेनाइट



पोटैसियम पायरो-थायो आर्सेनाइट

पर इनकी कोई विशेषता नहीं है।

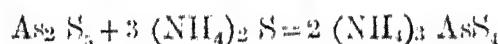
आर्सेनिक पंचसलफाइड, As_2S_5 —यदि आर्मेनिक एसिड के विलयन में दुगुना आयतन सांद्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड का मिलाया जाय और फिर हाइड्रोजन सलफाइड गैस तीव्रता से प्रवाहित की जाय, तो आर्सेनिक पंचसलफाइड का अवक्षेप आता है—



यदि यह प्रतिक्रिया धीरे धीरे की जायगी तो त्रिसलफाइड भी बनेगा—



पंचसलफाइड चटक पीले रंग का है। यह अमोनियम सलफाइड के विलयन में घुल कर थायोआर्सेनेट देता है—



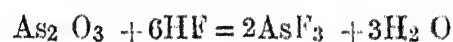
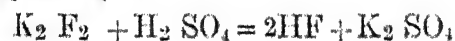
और कास्टिक सोडा में घुल कर आर्सेनेट और थायोआर्सेनेट का मिश्रण देता है।



आर्सेनिक पंचसलफाइड गरम करने पर त्रिसलफाइड देता है—



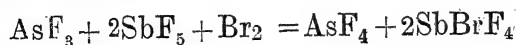
आर्सेनिक त्रिक्लोराइड, AsF_3 —सीसे के भभके में आर्सेनियस ऑक्साइड, फ्लोरस्डार और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के मिश्रण को गरम करने पर यह बनता है—



यह नीरंग धूसवान द्रव है। द्रवणांक -8.4° , क्वथनांक 60.4° और घनत्व २.६६।

आर्सेनिक पंचक्लोराइड, AsF_5 —आर्मेनिक त्रिक्लोराइड, एस्डीमनी

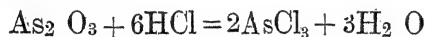
पंचफ्लोराइड और ब्रोमीन को साथ साथ 55° पर गरम करने पर आर्सेनिक पंच फ्लोराइड बनता है—



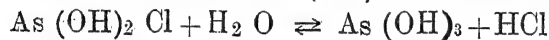
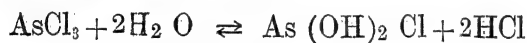
यह नीरंग गैस है जिसका क्वथनांक -53° और द्रवणांक -100° है।

यह पंच-फ्लोराइड पोटैसियम फ्लोराइड के साथ द्विगुण लवण भी बनाता है— $\text{K}_4 \text{As F}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$

आर्सेनिक त्रिक्लोराइड, AsCl_3 —आर्सेनिक क्लोरीन गैस में स्वतः जल उठता है, और आर्सेनिक त्रिक्लोराइड बनता है। यह बहुधा आर्सेनियस ऑक्साइड, नमक और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के मिश्रण को भभके में गरम करके बनाया जाता है। जो नीरंग गैस उठती है उसे ठंडे पात्र में द्रवीभूत किया जाता है।



आर्सेनिक त्रिक्लोराइड नीरंग तेल का सा द्रव है जिसका क्वथनांक 130.2° और द्रवणांक -13° है, और घनत्व 2.2 । यह हवा में धुआँ देता है। जल के योग से यह उद्विग्न हो जाता है, पहले हाइड्रोजन-क्लोराइड बनता है और फिर आर्सेनियस एसिड—



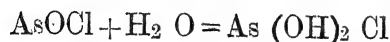
आर्सेनिक ऑक्सीक्लोराइड, AsOCl —यदि आर्सेनिक त्रिऑक्साइड और आर्सेनिक त्रिक्लोराइड को साथ साथ उबाला जाय तो यह प्राप्त होता है—



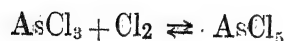
यह नीरंग धूम्रवान द्रव है। गरम करने पर यह त्रिक्लोराइड और $\text{As}_3 \text{O}_4 \text{Cl}$ यौगिक देता है।



पानी के योग से यह $\text{As Cl}(\text{OH})_2$ देता है—



आर्सेनिक पंचक्लोराइड, AsCl_5 —यह -80° पर त्रिक्लोराइड और क्लोरीन के योग से बनता है—



पर- 25° के ऊपर यह फिर त्रिक्लोराइड और क्लोरीन में विभाजित हो जाता है। बहुत संभव है कि यह कोई स्वतंत्र यौगिक न हो। केवल त्रिक्लोराइड में क्लोरीन का विलयन मात्र हो।

आर्सेनिक त्रिब्रोमाइड, $AsBr_3$ —ब्रोमीन को कार्बन दिसलफाइड में घोल कर आर्सेनिक के साथ गरम करने पर यह बनता है। यह नीरंग मणिभीय पदार्थ है जिसका द्रवणांक -31° और क्वथनांक 221° है। यह त्रिक्लोराइड की अपेक्षा कम उद्विग्नोद्दिप्त होता है।

आर्सेनिक त्रिआयोडाइड, AsI_3 —आयोडीन को कार्बन दिसलफाइड में घोला जाय और फिर आर्सेनिक के साथ गरम किया जाय तो त्रिआयोडाइड के लाल पट्टकोणीय मणिभ मिलते हैं जिनका द्रवणांक 146° है।

यदि आर्सीनियस ऑक्साइड को गरम हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोला जाय, और फिर विलयन को पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में मिलाया जाय, तब भी त्रिआयोडाइड बनता है।

यह क्लोराइड और ब्रोमाइड दोनों से कम उद्विग्नोद्दिप्त होता है।

आर्सेनिक द्विआयोडाइड, AsI_2 —आर्सेनिक और आयोडीन को बन्द नली में 260° तक गरम करने पर बनता है। यह कार्बन दिसलफाइड में विलेय है। जल के योग से AsI_3 और आर्सेनिक देता है।

आर्सेनिक पंचआयोडाइड, AsI_5 —आर्सेनिक त्रिआयोडाइड और आयोडीन को 150° तक गरम करने पर यह बनता है।

आर्सेनिक एकआयोडाइड, AsI —आयोडीन के एलकोहलीय विलयन को आर्सीन से संतृप्त करने पर यह भूरे चूर्ण के रूप में प्राप्त होता है।

कार्बनिक रसायन में आर्सेनिक के अनेक यौगिक हैं। $As_2(CH_3)_4$ को केकोडील कहते हैं। यह N_2H_4 या P_2H_4 की जाति का है।

एण्टीमनी, स्टिबियम Sb

[Antimony or Stibium]

पुराने लोग भी एण्टीमनी से परिचित थे पर बहुधा सीसे से धोखा खा जाते थे। एण्टीमनी सलफाइड भारतवर्ष में आँख के अंजन के काम में आता था। इस सलफाइड को यूनान और अरब में स्टिम्मी कहते थे और लेटिन में स्टिबियम। इसका नाम एण्टीमनी क्यों पड़ा यह कहना

कठिन है। कुछ लोगों का कहना है कि एण्टी = विरोधी; मॉन = मॉड्य या साधु, अर्थात् इस विषय का प्रयोग साधुओं की हत्या के लिए किया जाता था, इसलिए यह नाम दिया गया। संभव है कि यह व्युत्पत्ति गलत हो। ग्रीक शब्द एन्थोस से एंटिमोबोस शब्द भी बन सकता है जिसका अर्थ पुष्प या रज है अर्थात् महीन चूर्ण (जैसे गन्धक पुष्प)।

पंजाब प्रांतस्थ लाहौल के शीग्री ग्लेशियर के निकट १३५०० फुट की ऊँचाई पर स्टिबनाइट पत्थर बहुत पाये जाते हैं। इतनी ऊँचाई पर होने के कारण सन् १९०८ से वहाँ की खोदाई बिल्कुल बन्द हो गयी है। बर्मा की दक्षिणी शान रियासत में भी स्टिबनाइट पाया जाता है और उत्तरी शान के ऐम्हर्स्ट जिले में भी। सन् १९३० से यहाँ भी काम बन्द है। बर्मा के नामदू में सीसे के जो कारखाने हैं उनमें भी एण्टिमनिक सीसा गौण पदार्थ के रूप में मिलता है, पर यह भी काम लगभग बन्द सा है। सन् १९३१ में जो उपज १५०५ टन की थी, सन् १९३२ में ६४२ टन रह गयी, और यह संख्या अब तो शून्य हो गई है। एंटीमनिक सीसे में ७२% सीसे, २४% एंटीमनी का खनिज होता है, और प्रति टन पीछे इसमें से ४ औंस चाँदी निकलती है।

मैसूर के चीतलदुग प्रांत में भी थोड़ा सा स्टिबनाइट पाया जाता है।

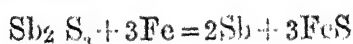
एण्टिमनी मुक्त अवस्था में संभवतः नहीं पाया जाता। इसका मुख्य अयस्क या खनिज स्टिबनाइट (stibnite) है जो एंटीमनी सल्फाइड Sb_2S_3 है। इसे एंटीमनाइट (antimonite) भी कहते हैं। इसके कुछ आक्साइड खनिज भी मिलते हैं जैसे सेनरमनाइट Sb_2O_3 (घनीय मणिम); वेलेसिटनाइट, (Valentinite) Sb_2O_3 (ऑर्थोराय्मिक)। कुछ अन्य धातुओं के सल्फ-एण्टीमोनाइट भी पाये जाते हैं जैसे स्टीफेनाइट, (stephanite) $5Ag_2S, Sb_2S_3$, या टेट्राहेड्राइट; (tetrahedrite), $4Cu_2S, Sb_2S_3$.

धातुकर्म—एण्टिमनी सल्फाइड से धातु बड़ी आसानी से निकाली जा सकती है। बर्थेलो (Berthelot) को ईसा से ३००० वर्ष पूर्व का चेल-डिया का घड़ा मिला जो शुद्ध एण्टिमनी धातु का बना हुआ था।

(१) यदि अयस्क अच्छी जाति का हो, तो धातुकर्म की प्रतिक्रिया के दो ही अंग हैं—(१) अयस्क शोधन, और (२) शोधित अयस्क को लोहे के छीजन द्वारा तपाना।

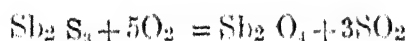
हाथ से चुने हुये अयस्क के टुकड़े लेते हैं और इन्हें छेददार पैंदे की मूपा में रख कर गरम करते हैं। तपने पर अयस्क का जो भाग द्रव हो जाता है, वह पैंदों के छेदों में होकर बाहर आ जाता है। इस मूपा के बाहर एक ग्राहक पात्र रक्खा होता है (अथवा छेददार मूपा दूसरी एक मूपा के भीतर रक्खी होती है) जिसमें पिघला अयस्क इकट्ठा होता है। इस प्रकार बिना गला हुआ अंश जो क्वार्ट्ज या सिलिकेटों का होता है, गले हुए एण्टीमनी अयस्क से पृथक् कर लिया जाता है। यह तो अयस्क का शोधन हुआ।

अब इस शोधित अयस्क में लोहे का छोड़न मिला कर फिर गलाते हैं। निम्न प्रतिक्रिया होती है—

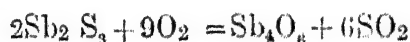


इस प्रकार जो धातु मिलती है, उसका फिर शोधन इसी प्रतिक्रिया को दोहरा कर किया जा सकता है।

(२) आधुनिक विधि में क्षेपक भट्टों में 350° तापक्रम पर अयस्क का जारण करते हैं। इस प्रकार सलफाइड से ऑक्साइड, Sb_2O_3 बनता है—



ऊँचे तापक्रम पर Sb_2O_3 या Sb_4O_6 बनता है, जिसका ऊर्ध्वपातन होता है।



इस एण्टीमनी ऑक्साइड को सोडियम कार्बोनेट और कोयले के साथ मिलाकर गरम करते हैं। रक्तताप पर निम्न प्रतिक्रिया होती है—

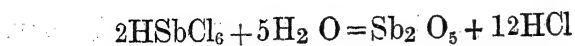


इस प्रकार जो रेग्यूलस या अशुद्ध धातु मिलती है उसमें थोड़ा सा सोडा और शोरा मिला कर फिर गरम करते हैं। ठंडे होने पर तारिकाओं की आकृति के सुन्दर मणिभ मिलते हैं।

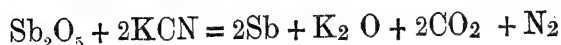
शुद्ध एण्टीमनी—एण्टीमनी त्रिक्लोराइड को हाइड्रोजनक्लोरीक एसिड में घोल कर क्लोरीन प्रवाहित करने पर क्लोरएण्टीमनिक एसिड बनता है—



इसके उदविच्छेदन से एण्टीमनी पंचौक्साइड मिलेगा—



इस एंटीमनी पंचौक्साइड को पोटैसियम सायनाइड के साथ गलाने पर शुद्ध एंटीमनी मिलता है।



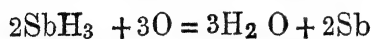
धातु के गुण—यह धूसर वर्ण की धातु है जिसमें काफी चमक होती है। यदि शुद्ध हो तो तारिकाओं के से इसके सुन्दर मणिभ बनते हैं। यह बड़ी मंगुर धातु है। इसका घनत्व 6.7 है। 1572° और 1640° पर इसकी वाष्पों का घनत्व इस प्रकार का है कि इस आधार पर इसका अणुभार क्रमशः 310 और 268 ठहरता है। अतः इसका सूत्र Sb_3 और Sb_2 के बीच का है। संभवतः $\text{Sb}_4 \rightleftharpoons 2\text{Sb}_2$, सीसे में इसके विलयन का द्रवणांक देख कर सूत्र Sb_2 मालूम होता है, पर कैडमियम के विलयन में द्रवणांक का अवनमन देखने पर सूत्र Sb ठहरता है।

एंटीमनी क्लोराइड के विलयन में जस्ता या लोहे का चूर्ण और हाइड्रोक्लोरिक एसिड छोड़ा जाय तो अपचयन द्वारा जो एंटीमनी धातु बनती है, महीन काले चूर्ण ऐसी होती है।

एंटीमनी धातु ढलाई के काम की बड़ी अच्छी है क्योंकि ठोस होने पर यह फैलती है, इस प्रकार साँचे में ठीक बैठ जाती है। छापेखाने के टाइपों में एंटीमनी और सीसे का मिश्रण काम में लाया जाता है। एंटीमनी ताप और बिजली का अच्छा चालक नहीं है।

एंटीमनी की रूपान्तरता—एंटीमनी के कई अस्थायी रूपान्तर पाये जाते हैं—

(१) **एलफा-एंटीमनी** या पीला एंटीमनी—यह द्रव स्टिबीन, SbH_3 , और ओज़ोन मिश्रित ऑक्सीजन की प्रतिक्रिया से -80° पर बनता है—



यह अमणिभ है, और कार्बन द्विसलफाइड में थोड़ा सा ही विलेय है। यह बड़ा अस्थायी है। -80° के ऊपर तापक्रम पर शीघ्र अमणिभ काले एंटीमनी में परिणत हो जाता है।

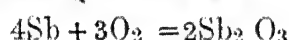
(२) **काला एंटीमनी**—यह द्रव स्टिबीन और ऑक्सीजन के योग से -80° पर बनता है। यह अमणिभ काले रंग का चूर्ण है। इसका घनत्व 4.3 है।

यह पीले एण्टीमनी से भी बनता है जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है। काला एण्टीमनी हवा में स्वतः उपचित हो जाता है। गरम किये जाने पर यह राग्भ-फलकीय साधारण बीटा-एण्टीमनी देता है। प्रतिक्रिया में ताप विसर्जित होता है।

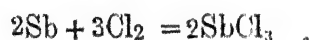
(३) साधारण मणिभीय बीटा एण्टीमनी—यह मामूली एण्टीमनी है जिसका उल्लेख विस्तार से किया जा चुका है।

(४) विस्फोटी अमणिभ एण्टीमनी—इसे १८५८ में गोर (Gore) ने बनाया था। एण्टीमनी त्रिक्लोराइड को हाइड्रोजेनिक ऐसिड में घोल कर विलयन का धीरे धीरे विद्युत् विच्छेदन किया। इस काम के लिये कैथोड तो प्लैटिनम का और ऐनोड एण्टीमनी का लिया। कैथोड पर जो एण्टीमनी जमा हुआ वह देखने में पालिश किये हुये ग्रेफाइट का सा था। इसका घनत्व ५.७८ था। खुरचने पर इसमें हलका सा विस्फोट होता, और यह महीन चूर्ण बन जाता। इसमें से $SbCl_3$ का धुआँ भी निकलता। यह एण्टीमनी २००° पर उग्रता से विस्फुटित होता था। इसे पानी के भीतर सुरक्षित रक्खा जा सकता है, पर पानी को ७५° तक गरम करने पर इसका विस्फोट होता है। ऐसी धारणा है कि यह एण्टीमनी काले एण्टीमनी में एण्टीमनी क्लोराइड का ठोस विलयन है।

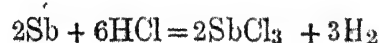
रासायनिक गुण—एण्टीमनी रक्तताप पर हवा में जलता है, और त्रिऑक्साइड का सफेद धूम निकलता है—



यह हैलोजनों से आसानी से संयुक्त होकर हैलाइड देता है। क्लोरीन में तो यह स्वतः जल उठता है—



हलके नाइट्रिक ऐसिड की तो इस पर प्रतिक्रिया होती है, पर अन्य हलके ऐसिडों का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता। सान्द्र हाइड्रोजेनिक ऐसिड के साथ गरम करने पर क्लोराइड और सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ सल्फेट बनता है—

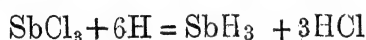


विद्युत् सारणी में एण्टीमनी, बिसमथ और हाइड्रोजेन के बीच में स्थित

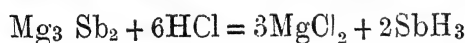
है। अतः यह अधिकांश सभी धातुओं के संपर्क से विलयन में से पृथक् किया जा सकता है।

एण्टीमनी से बने मिश्रधातु—एण्टीमनी अनेक मिश्रधातुओं में पाया जाता है। १५ भाग एण्टीमनी और ८५ भाग सीसा मिला कर हार्ड सीसा (hard lead) तैयार करते हैं, जिनकी डाटें सल्फ्यूरिक एसिड के लिये काम आती हैं। छापेखाने के साधारण टाइपों में ६० भाग सीसा, ३० भाग एण्टीमनी और १० भाग वंग होता है। लिनोटाइप की धातु में ८३.५ भाग सीसा, १३.५ भाग एण्टीमनी और ३ भाग वंग होता है। मोनोटाइप की धातु में ८० : १५ : ५ के अनुपात में ये तीनों धातुयें क्रमशः होती हैं। प्यूटर (Pewter) मिश्रधातु में ७.१ भाग एण्टीमनी, ८६.३ भाग वंग, १.८ भाग तँबा और १.८ भाग बिसमथ होता है।

एंटोमनी हाइड्राइड या स्टिबीन, SbH_3 —एंटोमनी के किसी भी लवण में यदि जस्ता और हलका सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ा जाय तो हाइड्रोजन और स्टिबीन का मिश्रण बनता है।

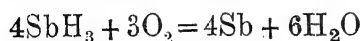


सन् १६०१ में स्टॉक (Stock) ने मेगनीशियम-एंटिमोनाइट, $Mg_3 Sb_2$, पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड की प्रतिक्रिया से भी शुद्ध स्टिबीन बनाया था—

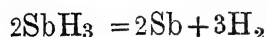


पहले प्रतिक्रिया द्वारा बनी गैस को पानी से धोया, और कैल्सियम क्लोराइड द्वारा सुखा कर द्रव हवा में ठंढा किया गया। इस प्रकार सफेद ठोस स्टिबीन बना जिसका द्रवणांक -८८° है। पिघलने पर नीरंग द्रव बनता है जिसका क्वथनांक -१७° है। पारे के ऊपर इस गैस को इकट्ठा कर सकते हैं। शुष्क अवस्था में यह काफी स्थाई है।

स्टिबीन गैस में तीव्रण दुर्मेख होती है। यह विषैला है। ऑक्सीजन या हवा के योग से इससे पानी और एंटोमनी बनता है—



यह साधारण हवा के तापक्रम पर ही (यदि हवा में नमी हो) विभक्त हो जाता है। गरम करने पर यह विस्फोट देता है—



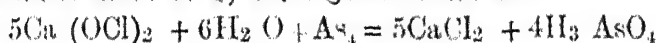
स्टिबीन में प्रबल अपचायक गुण हैं। सिलवर नाइट्रेट के योग से यह सिलवर एंटीमनाइट, Ag_3Sb , देता है*, न कि चाँदी जैसा कि आर्सीन करता है। इस बात में आर्सीन और स्टिबीन में अन्तर है।

जेट में से स्टिबीन जलाने पर श्वेत प्रकाश वाली ज्वाला उठती है। यदि चीनी मिट्टी की ठण्डी प्याली ज्वाला के ऊपर रखी जाय तो काला कलंक या धब्बा मिलता है (जैसा आर्सीन में)।

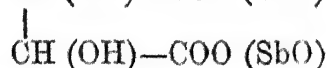
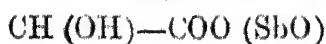
यदि खिंची हुई नली के किसी स्थान पर स्टिबीन जलाई जाय तो तत् स्थल के आगे पीछे दोनों ओर काला धब्बा बनता है। आर्सीन में धब्बा आगे की ओर बनता है। इस बात में भी दोनों में अन्तर है।

आर्सीन और स्टिबीन के धब्बों की पहचान निम्न तीन विधियों में से किसी प्रकार की जा सकती है—

(१) धब्बे को “विरंजक चूर्ण” के विलयन से तर करो। यदि धब्बा धुल जाय तो आर्सीन का है, यदि न धुले तो स्टिबीन का—



(२) धब्बे को टारटरिक ऐसिड के सान्द्र विलयन से तर करो। यदि धब्बा धुल जाय तो स्टिबीन का है, और यदि न धुले तो आर्सीन का। एंटीमनी धुल कर एंटीमोनिक टारट्रेट, $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6(\text{SbO})_2$, बनाता है।



(३) धब्बे को पीले अमोनियम सल्फाइड के साथ तर करो, और विलयन को सुखाओ। यदि पीला धब्बा शेष रहे तो आर्सीन का है, और यदि नारंगी धब्बा मिले तो स्टिबीन का। प्रतिक्रिया में As_2S_3 और Sb_2S_3 बनते हैं।

पंचम समूह के तत्त्वों के हाइड्राइड की तुलना—इन अध्यायों में हमने अमोनिया, NH_3 , फॉस्फोन, PH_3 , आर्सीन, AsH_3 , और स्टिबीन SbH_3 का उल्लेख किया। नीचे की सारणी को देखने से इनका तुलनात्मक अध्ययन हो सकता है—

* Ag_3Sb शीघ्र विभक्त होकर चाँदी, एंटीमनस ऐसिड और थोड़ा सा एंटीमनी देता है।

अमोनिया, NH_3	फॉस्फीन, PH_3	आर्सेन, AsH_3	स्टिबीन, SbH_3
<p>१. अमोनियम लवण + क्षार</p> <p>२. नाइट्राइड + पानी नीरंग गैस</p> <p>अमोनिया की निजी नहीं नहीं जलती (गरम प्लेटिनम पृष्ठ पर जल कर NO देती है) जलने पर कलंक नहीं पड़ता</p> <p>—३३.२° —७७.०५°</p> <p>१३००° पानी में बहुत विलेय। विलयन क्षारीय</p> <p>अमोनियम यौगिक स्थायी विलेय संकीर्ण यौगिक $\text{Ag}-(\text{NH}_3)_2\text{NO}_3$</p>	<p>१. $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>२. फॉस्फाइड + पानी नीरंग गैस</p> <p>सड़ी मछली की सी विषैली चटक श्वेत ज्वाला से जलकर P_2O_5 देता है</p> <p>ठंडे पृष्ठ पर सफेद P_2O_5 का कलंक जो पानी में विलेय है।</p> <p>—८५° —१३३.५°</p> <p>४४०° पानी में कम विलेय। शिथिल विलयन</p> <p>फॉस्फोनियम यौगिक कम स्थायी। सिलवर फॉस्फाइड</p>	<p>१. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{नवजात } \text{H}_2$</p> <p>२. यशद आर्सेनाइड + अम्ल नीरंग गैस दुर्गन्ध</p> <p>बहुत विषैली हलकी नीली ज्वाला से जल कर As_2O_3 देता है</p> <p>नली में तप्त भाग के आगे की ओर काला कलंक। चीनी की ठंडी प्याली का कलंक विरंजक चूर्ण में विलेय और टार-टेरिक ऐसिड में अविलेय। पीले अमोनियम सल्फाइड के साथ पीला कलंक</p> <p>—५६° —११६°</p> <p>२३०° नहीं धुलता</p> <p>इस प्रकार के यौगिक नहीं होते चाँदी बनती है</p>	<p>१. विक्क्रोराइड + नवजात H_2</p> <p>२. $\text{Mg}_3\text{Sb}_2 + \text{अम्ल}$</p> <p>नीरंग गैस तीक्ष्ण अग्राह्य गंध विषैली धूसर ज्वाला से जल कर Sb_2O_3 देता है।</p> <p>तप्त भाग के दोनों ओर काला कलंक। चीनी की ठंडी प्याली का कलंक विरंजक चूर्ण में अविलेय, टार-टेरिक ऐसिड में विलेय। पीले अमोनियम सल्फाइड के साथ नारंगी रंग का कलंक</p> <p>—१७° —८८°</p> <p>१५०° नहीं धुलता</p> <p>यौगिक नहीं होते Ag_3Sb का अवक्षेप पहले आता है। बाद की चाँदी बनती है</p>

एण्टीमनी ऑक्साइड—एण्टीमनी साधारणतया दो श्रेणियों के लक्षण देता है—एण्टीमनस जिसमें संयोज्यता ३ होती है, और एण्टीमनिक जिसमें संयोज्यता ५ होती हैं। परन्तु इसके तीन ऑक्साइड ज्ञात हैं—

एण्टीमनी त्रिऑक्साइड, $Sb_2 O_3$ (या $Sb_4 O_6$).

एण्टीमनी चतुःऑक्साइड, $Sb_2 O_4$ (या SbO_2)

एण्टीमनी पंचऑक्साइड, $Sb_2 O_5$.

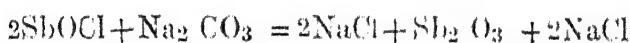
एण्टीमनी त्रिऑक्साइड, $Sb_2 O_3$ —प्राकृतिक खनिज मेनरमनाइट एण्टीमनी त्रिऑक्साइड है, और वेलेंटिनाइट भी। पहले के मणिम घनाकृतिक होते हैं और दूसरे के सम्मफलकीय। रक्त तप्त एण्टीमनी पर पानी की भाव प्रवाहित करने पर यह बनता है—



एण्टीमनी त्रिक्लोराइड का विलयन पानी के संसर्ग से पहले तो ऑक्सिक्लोराइड, $SbOCl$, का अवक्षेप देता है। इस अवक्षेप को पानी से इतना धोया जाय कि धोवन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड न निकले तो शेष जो पदार्थ बचता है, वह एण्टीमनी ऑक्साइड है—

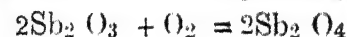


एण्टीमनी ऑक्सिक्लोराइड को सोडियम कार्बोनेट के साथ प्रतिकृत करके भी एण्टीमनी त्रिऑक्साइड बना सकते हैं—

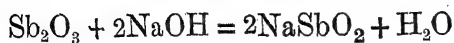


एण्टीमनी त्रिऑक्साइड सफेद ठोस पदार्थ है। गरम करने पर यह पीला पड़ जाता है (संभवतः सम्मफलकीय जाति का हो जाने के कारण)। ठंडे होने पर हलका गुलाबी मिश्रित रंग हो जाता है। यह 64.6° पर गलता है, और 146° पर वाष्पीभूत होता है। इस समय इसके वाष्पघनत्व के आधार पर इसका अणु $Sb_4 O_6$ प्रतीत होता है।

हवा में गरम करने पर यह चतुःऑक्साइड में परिणत हो जाता है—

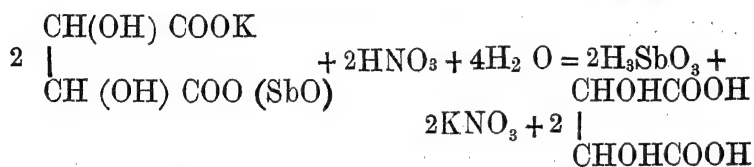


एण्टीमनी त्रिऑक्साइड पानी में कम घुलता है, पर क्षारों के विलयनों में अच्छी तरह। क्षारों के योग से जो लवण बनते हैं, उन्हें एंटीमनाइट कहते हैं। ये बहुधा काल्पनिक मेटाएंटीमनस एसिड, $HSbO_2$, के लवण हैं।



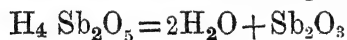
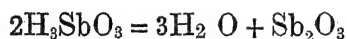
सोडियम लवण पानी में कम ही घुलता है, और इसके सुन्दर चमकते मणिभ, $\text{NaSbO}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, मिलते हैं। त्रिऑक्साइड और पोटाश के योग से बना पोटैसियम एंटीमनाइट, $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Sb}_2\text{O}_3$, पानी में आसानी से घुल जाता है।

यदि टारटार एमेटिक (पोटैसियम एंटीमनिल टारट्रेट) में हलका नाइट्रिक या हलका सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ा जाय तो जो अम्ल अवक्षिप्त होता है, उसका संगठन ऑर्थोएण्टीमनस एसिड, H_3SbO_3 , का है।

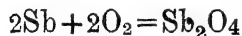
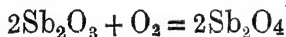


एंटीमनी त्रिसलफाइड को कास्टिक सोडा में घोल कर विलयन में तब तक ताम्र सल्फेट डालते जाते हैं पर जब तक कि सफेद अवक्षेप न आने लगे (आरंभ में पीला अवक्षेप आता है) और फिर ऐसीटिक एसिड छोड़ने पर पायरो-एण्टीमनस एसिड का श्वेत अवक्षेप आता है। यह $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_5$ है।

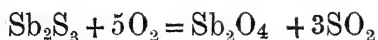
पायरो और ऑर्थो एसिड दोनों ही गरम करने पर एंटीमनी त्रिऑक्साइड देते हैं—



एण्टीमनी चतुःऑक्साइड, Sb_2O_4 —एंटीमनी या एंटीमनी त्रिऑक्साइड को हवा में $400^\circ - 465^\circ$ तक गरम करने पर यह बनता है—

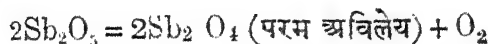


स्टिबनाइट का जारण करने पर भी अशुद्ध चतुःऑक्साइड बनता है—



यदि प्रतिक्रिया अपूर्ण रह जाय, तो जो गला हुआ द्रव्य मिलता है उसे एंटीमनी का काँच कहते हैं। यह साधारण काँच और चीनी मिट्टी के पात्रों में पीला रंग देने के काम आता है (यह स्टिबनाइट और चतुःऑक्साइड का मिश्रण है)।

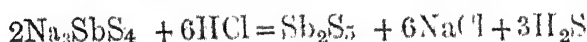
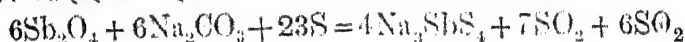
एण्टीमनी पंचौक्साइड को गरम करने पर भी चतुःआक्साइड बनता है ।



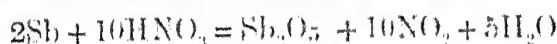
चतुःआक्साइड सफेद ठोस पदार्थ है जो रक्तताप पर भी वाष्पीभूत नहीं होता । यह सुगंध में अम्लीय है । चारों के साथ गलाये जाने पर इसके जो लवण बनते हैं, वे ट्राइपोण्टीमनियेट कहलाते हैं—



प्रयोग रसायन में सोडियम कार्बोनेट और गन्धक के साथ गला कर इसका परीक्षण करते हैं ।



एण्टीमनी पंचौक्साइड, Sb_2O_3 —एण्टीमनी को सान्द्र नाइट्रिक एसिड के साथ बार बार सुखाने पर यह पदार्थ मिलता है—



एण्टीमनी पंचक्लोराइड पर पानी के अति अविलेय की प्रतिक्रिया से भी यह बनता है—

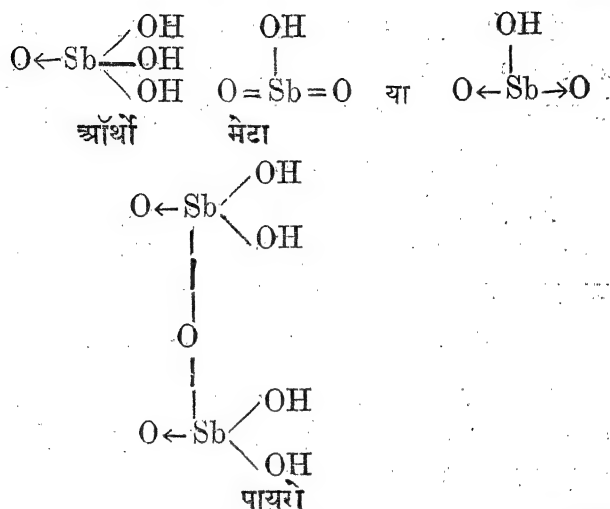


यह पीला चूर्ण है । रक्त ताप पर यह विभक्त होकर चतुःआक्साइड देता है । यह पानी में थोड़ा सा ही घुलता है, —विलयन अम्लीय होता है ।

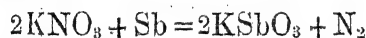
एण्टीमनियेट (या एण्टीमनेट)—पंचक्लोराइड को गरम पानी द्वारा अवक्षिप्त किया जाता है, अथवा एण्टीमनी ट्रिक्लोराइड को नाइट्रिक एसिड से प्रतिकृत करते हैं, तो जो पदार्थ शेष रहता है उसे धोने और 100° तक गरम करने पर पायरोएण्टीमनिक एसिड, $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$, बनता है । इसके लवणों को पायरोएण्टीमनियेट कहते हैं ।

इसी एसिड को यदि 200° तक गरम किया जाय तो मेटाएण्टिमनिक एसिड, HSbO_3 बनता है जिसके लवण मेटाएण्टिमनियेट कहलाते हैं ।

पोटैसियम एण्टिमनियेट को हल्के नाइट्रिक एसिड द्वारा अवक्षिप्त करने पर संभवतः आर्थो एण्टीमनियेट, H_3SbO_4 , बनता है । इसे डेसिकेटर (शोषित्र) में सल्फ्यूरिक एसिड पर सुखाते हैं ।



एंटिमनी के चूरे को पोटैसियम नाइट्रेट के साथ गलाने पर पोटैसियम मेटाएंटिमनियेट, KSbO_3 , बनता है जो ठंडे पानी में कम, पर उबलते पानी में विलेय है।



इस प्रतिक्रिया में नाइट्रोजन और इसके ऑक्साइड निकलते हैं।

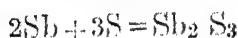
सोडियम क्लोराइड का विलयन पोटैसियम मेटाएंटिमनियेट के साथ अवक्षेप देता है क्योंकि—



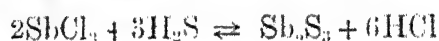
सोडियम लवण पोटैसियम लवण से कम विलेय है। यह अवक्षेप थोड़ी ही देर में मणिभीय हो जाता है जो संभवतः सोडियम ऐसिड पायरोएंटिमनियेट, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, है। यह पानी में ०.२५ % विलेय है और एलकोहल में विलकुल ही नहीं घुलता। यह सोडियम का सबसे कम विलेय लवण है। इसलिये पोटैसियम एंटिमनियेट की सहायता से सोडियम लवणों की पहिचान की जा सकती है।

पोटैसियम एंटीमनाइट को पोटैसियम परमैंगनेट द्वारा उपचित करने पर पोटैसियम ऐसिड पायरोएंटिमनियेट, $\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, बनता है। एंटीमनिक ऐसिड और अमोनिया के योग से अमोनियम मेटा-एंटिमनियेट, NH_4SbO_3 , बनता है।

एंटीमनी त्रिसलफाइड, Sb_2S_3 —स्टिबनाइट नामक खनिज जो प्रकृति में मिलता है, वह त्रिसलफाइड है। एंटीमनी के चूरे को गन्धक के साथ गलाने पर भी धूसर रंग का त्रिसलफाइड बनता है।



एंटीमनी त्रिक्लोराइड को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल कर हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर एंटीमनी त्रिसलफाइड का नारंगी रंग का अवक्षेप आता है, जो सूखने पर लाल हो जाता है।



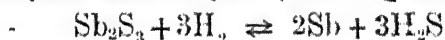
यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है क्योंकि यह अवक्षेप सान्द्र गरम हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाता है। अतः दूसरे समूह में एसिड हलका करके हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करना चाहिये।

इस नारंगी अवक्षेप को 200° तापक्रम तक कार्बन द्विऑक्साइड के वातावरण में गरम करने पर धूसर श्याम रंग का एंटीमनी त्रिसलफाइड बनता है।

लाल और धूसर-श्याम रंग के दोनों एंटीमनी सलफाइड के अतिरिक्त एक तीसरा सुर्ख एंटीमनी सलफाइड होता है जो धूसर श्याम सलफाइड को नाइट्रोजन प्रवाह में 450° तक गरम करने पर बनता है। इसकी वाष्पों को वेगपूर्वक ठंडा करना चाहिये। धूसर श्याम का घनत्व 4.65 है पर सुर्ख एंटीमनी सलफाइड का 4.24 ।

टारटार एमेटिक के विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड गैस प्रवाहित करने पर कोलायडीय एंटीमनी त्रिसलफाइड बनता है।

एंटीमनी सलफाइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम किया जाय तो सलफाइड का अपचयन होकर एंटीमनी धातु मिलती है—



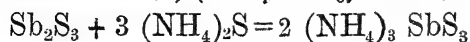
यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है।

अतिशुद्धांजी में एंटीमनी सलफाइड गन्धक और शोरं के साथ मिश्रित किया जाता है। नीली आग बनाने में इससे सहायता मिलती है। इसका उपयोग दियासलाइयों में भी होता है।

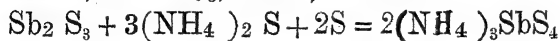
एंटीमनी सलफाइड सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल जाता है—



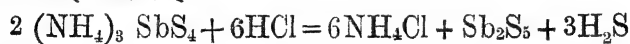
एंटीमनी सलफाइड अमोनियम सलफाइड के विलयन में विलेय है, अमोनियम थायोएंटीमनाइट, $(\text{NH}_3)_4\text{SbS}_3$, बनता है—



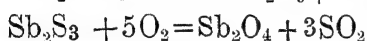
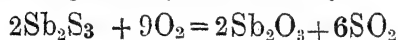
यदि पीले अमोनियम सलफाइड का उपयोग किया जाय तो अमोनियम थायोएंटीमनियेट, $(\text{NH}_4)_3, \text{SbS}_4$, बनता है—



थायोएंटीमनियेट के विलयन में हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने पर एंटीमनी पंचसलफाइड, Sb_2S_5 (या चतुःसलफाइड, Sb_2S_4 , और गन्धक का मिश्रण) का अवक्षेप आता है—

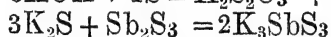
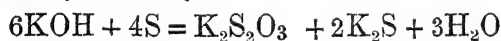


एंटीमनी त्रिसलफाइड को हवा में गरम करने पर एंटीमनी त्रिऑक्साइड और एंटीमनी चतुःऑक्साइड दोनों बनते हैं—

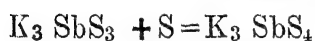


एंटीमनी पंचसलफाइड, Sb_2S_5 —एंटीमनी त्रिसलफाइड को कास्टिक पोटाश और गन्धक के साथ उबालने पर, और फिर विलयन को सलफ्यूरिक एसिड द्वारा अम्लीय करने पर एंटीमनी पंचसलफाइड बनता है।

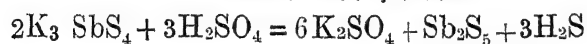
प्रतिक्रियायें इस प्रकार हैं—



पोटैसियम थायोएंटीमनाइट

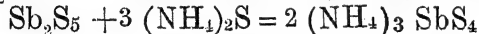
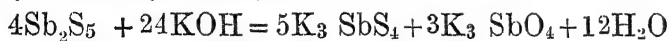


पोटैसियम थायोएंटीमनियेट

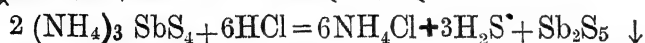


पंचसलफाइड

यह चारों में और चार-सलफाइडों में विलेय है—

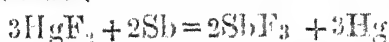


प्रतिक्रिया में थायोएंटीमनियेट बनते हैं। ये थायोएंटीमनियेट हाइड्रोक्लोरिक एसिड से फिर विभक्त हो जाते हैं—



सोडियम थायोएंटीमनियेट का उपयोग रबर को वलकनाइज (vulcanize) करने में होता है।

एंटीमनी फ्लोराइड, SbF_3 और SbF_5 —एंटीमनी को पारद फ्लोराइड के साथ सखण करने पर एंटीमनी त्रिक्लोराइड बनता है।



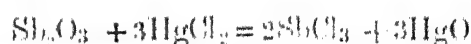
एंटीमनी त्रिऑक्साइड और हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड के योग से भी यह बनता है—



यह जल-ग्राही, वर्ण का सा रंगत ठोस पदार्थ है। इसका द्रवणांक 262° है। पानी द्वारा यह विभक्त नहीं होता।

यदि एंटीमनी पंचक्लोराइड को कुछ दिनों तक निर्वात हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड के साथ सीधे भभके में गरम किया जाय, तो एंटीमनी पंचफ्लोराइड, SbF_5 , बनता है। यह नीरंग स्निग्ध द्रव है। क्वथनांक 140° है। शुष्क पंचफ्लोराइड की काँच पर कोई प्रतिक्रिया नहीं होती।

एंटीमनी क्लोराइड, $SbCl_3$ और $SbCl_5$ —एंटीमनी त्रिऑक्साइड को मरक्यूरिक क्लोराइड के साथ सखण करने पर एंटीमनी त्रिक्लोराइड, $SbCl_3$, बनता है।



एंटीमनी त्रिक्लोराइड को हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड में घोलने पर भी त्रिक्लोराइड बनता है जैसा ऊपर कहा जा चुका है। थोड़ा सा नाइट्रिक ऐसिड डाल देने पर प्रतिक्रिया वेग से होती है। क्लोरीन और एंटीमनी अथवा क्लोरीन और एंटीमनी ऑक्साइड, Sb_2O_3 , के योग से भी यह बनता है।

यह सफेद ठोस जल-ग्राही पदार्थ है। यदि शुद्ध न हो तो मक्खन सा दिखता है; इसीलिये इसे “एंटीमनी का मक्खन” भी कहते हैं। शुद्ध त्रिक्लोराइड 73° पर द्रवीभूत होता है और 223° पर उबलता है। पानी के योग से एंटीमनी ऑक्सीक्लोराइड, $SbOCl$, का सफेद अवक्षेप देता है।

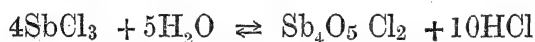


पिघले हुये एंटीमनी पंचक्लोराइड में क्लोरीन प्रवाहित करने पर एंटीमनी त्रिक्लोराइड, $SbCl_3$, बनता है। एंटीमनी को क्लोरीन में जलाने पर भी यह बनता है। यह पीले रंग का धूमवान द्रव है जो 140° पर उबलता है और जिसका हिमांक 236° है। गरम जल के योग से उद्विग्न होकर यह एंटीमनिक ऐसिड देता है। कार्यात्मिक यौगिकों के क्लोरीनिकरण में इसका उपयोग होता है।

एंटीमनी ऑक्सिक्लोराइड, SbOCl —इसका नाम “एलगारोथ (Algaroth) का चूर्ण” भी है। सत्रहवीं शताब्दी में एक व्यक्ति विटोरियो एलगारोथो ने इस पदार्थ का ओषधि-महत्त्व जाना था, अतः उसी के नाम पर इस चूर्ण का नाम पड़ा है। एंटीमनी त्रिक्लोराइड में इतना पानी छोड़ो कि पानी दूधिया हो जाय। अब इसमें ७ गुना पानी और मिला दो। ऐसा करने पर ऑक्सिक्लोराइड का अवक्षेप आवेगा।



यह सफेद चूर्ण है जो हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय है। यदि ऑक्सिक्लोराइड में और अधिक पानी छोड़ें तो एक दूसरा ऑक्सिक्लोराइड, $\text{Sb}_4\text{O}_5\text{Cl}_2$, बनता है—



और भी अधिक पानी छोड़ने पर अन्त में त्रिऑक्साइड मिलेगा।

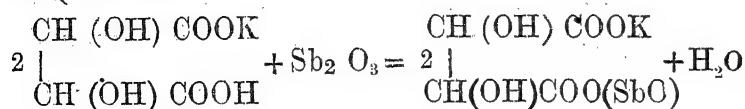
एंटीमनी त्रिब्रोमाइड, SbBr_3 —ब्रोमीन और एंटीमनी चूर्ण के योग होने पर गरमी और रोशनी दोनों निकलती हैं, और एंटीमनी त्रिब्रोमाइड बनता है। इसका ऊर्ध्वपात किया जा सकता है। इसके मणिम नीरंग और जलग्राही होते हैं। पानी के योग से यह एंटीमनी ऑक्सिब्रोमाइड, SbOBr , देता है—



एंटीमनी त्रिआयोडाइड, SbI_3 —एंटीमनी और आयोडीन के योग से उग्र विस्फोटक प्रतिक्रिया होती है, और त्रिआयोडाइड के लाल रवे मिलते हैं। पानी के योग से यह ऑक्सिआयोडाइड, SbOI , देता है।

एंटीमनी सल्फेट, $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$ —एंटीमनी धातु या एंटीमनी त्रिऑक्साइड का सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर श्वेत चूर्ण एंटीमनी सल्फेट का मिलता है। इसमें कुछ भास्मिक सल्फेट भी मिला रहता है। यह चार सल्फेटों के साथ द्विगुण लवण भी बनाता है।

टारटार एमेटिक, पोटैशियम एंटीमनिल टारट्रेट, $2\text{K}(\text{SbO}) \cdot \text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$ —एंटीमनी ऑक्साइड, पानी, और पोटैशियम हाइड्रोजन टारट्रेट (क्रीम ऑव टारटार) को साथ साथ उबालने पर यह बनता है।



इसमें जो SbO मूल है उसे "एंटीमनिल" (antimonyl) मूल कहते हैं जिसकी संयोज्यता १ है। टारटार एमेटिक का उपयोग वमन कराने में औषधियों में होता है। वर्णबन्धक (mordant) के रूप में भी यह काम आता है।

बिसमथ, Bi

[Bismuth]

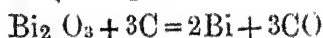
बिसमथ धातु का थोड़ा बहुत परिज्ञान चौदहवीं शताब्दी में भी था पर इसका विशद अध्ययन १८ वीं शताब्दी में ही किया जा सका।

कभी कभी कुछ अयस्कों में बिसमथ मुक्त रूप में भी पाया जाता है, पर इसका मुख्य अयस्क बिसमथ ओक्रे (bismuth ochre), Bi_2O_3 , और बिसमथिनाइट (bismuthinite), Bi_2S_3 , है। कुछ अयस्कों में यह सीसा, कोबल्ट, ताँबा या टेल्यूरियम के साथ संयुक्त भी पाया जाता है। बिसमटाइट, (bismuthite), $(\text{BiO})_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, से भी बहुधा बिसमथ धातु तैयार करते हैं। टेट्राडाइमाइट (tetradymite), $\text{Bi}_2(\text{Te, S})_3$, में टेल्यूरियम और बिसमथ का योग है।

बर्मा के टेनासेरिन प्रान्त में थोड़ा सा मुक्त बिसमथ, और बिसमथिनाइट भी पाया जाता है। टेवाय, मरगुई और एम्हर्स्ट इसके उल्लेखनीय केन्द्र हैं। टिन और टंगस्टन निकालने के बाद गौण रूप से यह बच रहता है। टेवाय प्रांत से सन् १९३७ में २४६ पाँड बिसमथ प्राप्त किया गया था।

धातुकर्म—(१) अयस्कों से मुक्त बिसमथ बहुधा द्रावण विधि (liquidation process) द्वारा तैयार किया जाता है। जिस शिला भाग में बिसमथ होता है उसे लोहे की ढालू रखी हुई नलियों में गरम करते हैं। बिसमथ का द्रवणांक २७१° है, अतः शीघ्र गल कर यह ढाल पर से नीचे बह आता है। यहाँ यह ठंडा कर लिया जाता है।

(२) यदि बिसमथ ओक्रे (Bi_2O_3) का प्रयोग करना हो तो अयस्क को मूषा में या क्षेपक भट्टी में कार्बन के साथ अपचित करते हैं—

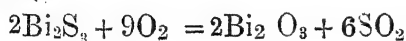


इस प्रकार अशुद्ध बिसमथ मिल जाता है। इसे फिर नाइट्रिक एसिड में घोल कर हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ वाष्पीभूत करते हैं। विलयन में अब एलकोहल छोड़ते हैं। ऐसा करने पर अधिकांश बिसमथ क्लोराइड बन

कर अवक्षिप्त हो जाता है। निःस्यन्द (filtrate) में जो बिसमथ क्लोराइड चला जाय उसे बहुत से पानी और अमोनिया के योग से ऑक्सिक्लोराइड बना कर अवक्षिप्त कर लेते हैं।

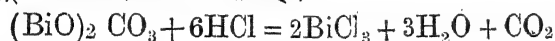
बिसमथ क्लोराइड और ऑक्सिक्लोराइड के अवक्षेप को पोटैशियम सायनाइड के साथ गलाते हैं। ऐसा करने पर अपचयन होता है और शुद्ध बिसमथ मिलता है।

(३) यदि बिसमथिनाइट अथस्क का प्रयोग किया जाय, तो पहले इसका जारण करते हैं—

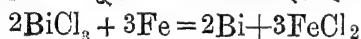


इसमें अब लोहा, कोयला और कोई द्रावक (flux) मिलाते हैं। ऐसा करने पर अपचयन द्वारा प्राप्त बिसमथ धातु तो नीचे बह आती है। निकेल-कोबल्ट आर्सेनाइड ऊपर रह जाते हैं।

(४) यदि बिसमथाइट खनिज, $(\text{BiO})_2\text{CO}_3$, का प्रयोग किया जाय तो इसे हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलते हैं।



इस विलयन में अब लोहे का छीजन छोड़ते हैं। ऐसा करने पर बिसमथ धातु काले चूर्ण के रूप में अवक्षिप्त हो जाती है—



इस प्रकार प्राप्त बिसमथ का फिर शोधन कर लिया जाता है, जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है।

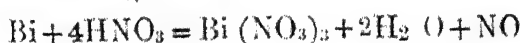
• बिसमथ के गुण—यह धूसर-श्वेत रंग की धातु है। इसमें हलकी सी लाली भी होती है। यह बहुत शीघ्र रवों के रूप में प्राप्त होती है। मणिभ बनाने की विधि वही है जो एकानताज्ञ गन्धक के मणिभों की। यह बहुत ही शीघ्र गलने वाली धातुओं में से एक है। इसका द्रवणांक 268° और क्वथनांक 1420° के लगभग है।

बिसमथ धातु भंगुर और बहुत कम तनाव सहने वाली है। इसका घनत्व काफी ऊँचा (६.८) है। इसकी सबसे अधिक विशेषता प्रतिचुम्बकत्व (diamagnetic) में है, अर्थात् चुंबक पास लाने पर खिंचती नहीं बल्कि दूर हट जाती है।

साधारण तापक्रम पर हवा का बिसमथ पर प्रभाव नहीं पड़ता, पर गरम करने पर यह हवा में जलता है, और पीला धुआँ Bi_2O_3 का बनता है।

यह धातु क्लोरीन में भी जलती है, और बिसमथ का क्लोराइड, BiCl_3 , बनता है। इसी प्रकार अन्य हैलोजनों के योग से अन्य हैलाइड, BiBr_3 , BiF_3 , आदि बनते हैं। गन्धक के साथ गलाने पर यह बिसमथ सल्फाइड देती है।

साधारण हलके अम्लों का बिसमथ पर प्रभाव नहीं पड़ता। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड से भी प्रतिक्रिया नहीं होती। पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड के योग से बिसमथ नाइट्रेट बनता है—



इसी प्रकार सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ बिसमथ सल्फेट, $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$, बनता है और सल्फर द्विऑक्साइड गैस निकलती है।

शीघ्र गलनशील मिश्रधातुओं बिसमथ के योग से बनायी जाती हैं। जैसे वुड-धातु (Wood metal) में ४ भाग बिसमथ, २ भाग सीसा, १ भाग वंग, और १ भाग कैडमियम है। यह मिश्रधातु ६५° पर ही गल जाती है। बिसमथ, वंग और सीसे में बनी मिश्रधातु टांका लगाने (सोल्डर) के काम आती है।

बिसमथ हाइड्राइड, BiH_3 — यह अत्यधिक अस्थायी गैस है। मेगनीशियम और बिसमथ से बनी मिश्रधातु पर एसिडों की प्रतिक्रिया करने पर यह बनती है। यदि इस मिश्रधातु को मार्श-परीक्षण वाले उत्करण में रख कर एसिडों से प्रतिकृत करें और नली की किसी स्थल पर गरम करें, तो बिसमथ का काला बलय नली में बन जायगा जिसका अभिप्राय यह है कि आर्सेन या स्टिबीन के समान कोई हाइड्राइड बिसमथ का भी बना है। बिसमथ के रेडियमधर्मा समस्थानिकों (Th-C या Ra-C) को मेगनीशियम से मिश्रित करके एसिडों के योग से जो गैस निकली वह रेडियमधर्मा थी, अर्थात् इस गैस में बिसमथ था। इस प्रकार बिसमथ हाइड्राइड बनने की संभावना निश्चित है। यह स्पष्टतः बड़ी स्थायी गैस है।

बिसमथ ऑक्साइड—बिसमथ के चार ऑक्साइड पाये जाते हैं—

बिसमथ एक्साइड, BiO अथवा Bi_2O_2 (द्विऑक्साइड)

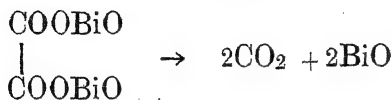
बिसमथ त्रिऑक्साइड, Bi_2O_3

बिसमथ चतुःऑक्साइड, Bi_2O_4 या BiO_2

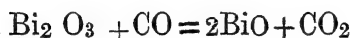
बिसमथ पंचौक्साइड, Bi_2O_5

इनमें से $\text{Bi}_2 \text{O}_3$ भास्मिक है, BiO कम भास्मिक और शेष दोनों अम्ल हैं।

बिसमथ एक्वाक्साइड, BiO या $\text{Bi}_2 \text{O}_2$ —बिसमथ भास्मिक ऑक्जि-लेट को गरम करने पर यह बनता है—



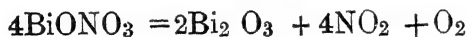
बिसमथ त्रिआक्साइड और कार्बन एक्वाक्साइड के योग से भी यह यह बनता है—



बिसमथ त्रिआक्साइड को काँस्टिक सोडा के विलयन में छितरा कर स्टैनस क्लोराइड का क्षारीय विलयन डालने पर जो काला चूर्ण मिलता है वह इसी BiO का संभवतः है। (बिसमथ का परीक्षण इस आधार पर करते हैं।)

बिसमथ एक्वाक्साइड को बिसमथ और बिसमथ त्रिआक्साइड का मिश्रण माना जा सकता है। यह गरम करने पर त्रिआक्साइड में परिणत हो जाता ।

बिसमथ त्रिआक्साइड, $\text{Bi}_2 \text{O}_3$ —यह बिसमथ ओकर (ocore) के रूप में अयस्कों में पाया जाता है। बिसमथ हाइड्रॉक्साइड, $\text{BiO} (\text{OH})$ या बिसमथ नाइट्रेट को गरम करने पर भी मिलता है—

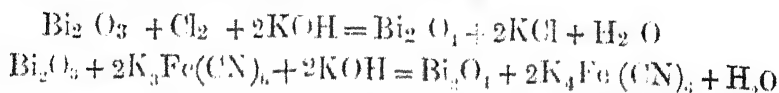


बिसमथ धातु को हवा में जलाने पर भी यह मिलता है। यह पीत-श्वेत चूर्ण है जो 220° पर गलता है। यह कार्बन या हाइड्रोजन के योग से शीघ्र अपचित होकर बिसमथ धातु देता है।

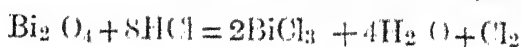
बिसमथ त्रिआक्साइड के पीत-श्वेत चूर्ण को यदि 700° तक गरम किया जाय तो हरित-पीत रंग का दूसरे रूपान्तर का त्रिआक्साइड मिलता है। मूषा में साधारण त्रिआक्साइड को गला कर ठंडा करने से पीले रंग की सुइयों ऐसे मणिम मिलते हैं। यह त्रिआक्साइड का तीसरा रूपान्तर है।

अन्य ऑक्साइड (जैसे $\text{Cr}_2 \text{O}_3$ आदि) के साथ मिला कर बिसमथ ऑक्साइड का उपयोग काँच को रंगने में होता है।

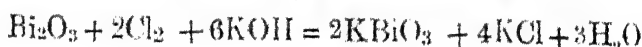
विसमथ चतुःआक्साइड विसमथ त्रिआक्साइड को कास्टिक सोडा के विलयन में छितरा कर यदि क्लोरीन या ऐसे ही किसी दूसरे उपचायक गम का योग किया जाय तो चतुःआक्साइड बनता है—



यह भूरे रंग का चूर्ण है। गरम करने पर यह आक्सीजन दे देता है। हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग में विसमथ त्रिक्लोराइड और क्लोरीन देता है—



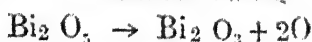
विसमथ पंचौक्साइड, Bi_2O_5 —यदि विसमथ त्रिआक्साइड को उबलते कास्टिक पोटैश में छितरा कर देर तक क्लोरीन के प्रवाह में रक्खा जाय तो पोटैसियम विसमथेट, KBiO_3 , का लाल अवक्षेप आवेगा—



इस अवक्षेप को यदि दलके नाइट्रिक एसिड द्वारा प्रतिकृत करें तो पेटाविसमथिक एसिड, HBiO_3 , बनता है जिसे गरम करने पर भूरा चूर्ण प्राप्त होता है, जो विसमथ पंचौक्साइड का है—



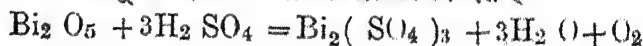
विसमथेट प्रबल उपचायक पदार्थ है—



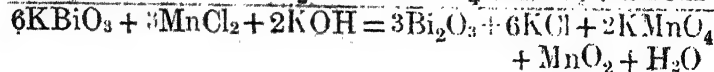
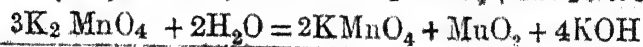
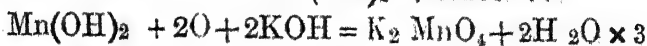
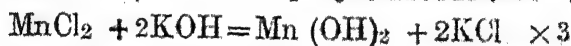
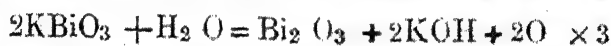
ये सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से क्लोरीन देते हैं—



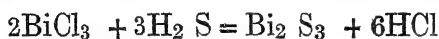
और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के योग से आक्सीजन देते हैं—



मैंगनीज लवण पोटैसियम विसमथेट के साथ गरम किये जाने पर मैंगनेट बन जाते हैं। मैंगनीज का इस विधि से अनुमापन हो सकता है—

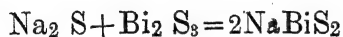


बिसमथ सल्फाइड, $\text{Bi}_2 \text{S}_3$ —बिसमथिनाइट (या बिसमथ ग्लांस) अत्यन्त बिसमथ सल्फाइड है। बिसमथ लवण के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर बिसमथ सल्फाइड का काला अवक्षेप आता है। इसके लक्षण आर्सेनिक या एण्टीमनी सल्फाइड के समान आम्ल नहीं हैं अतः यह अमोनियम सल्फाइड या कार्बिक सोडा के विलयन में नहीं घुलता।

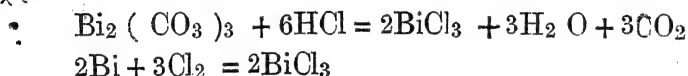


बिसमथ सल्फाइड का अवक्षेप गरम हल्के नाइट्रिक एसिड में विलेय है। यह सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में कुछ घुलता है।

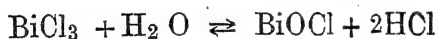
सान्द्र पोटैसियम सल्फाइड विलयन, K_2S , में घुल कर पोटैसियम थायोबिसमथाइट, KBiS_2 , बनता है। सोडियम सल्फाइड और बिसमथ सल्फाइड को साथ साथ गलाने पर भी सोडियम थायोबिसमथाइट, NaBiS_2 , बनता है।



बिसमथ क्लोराइड, BiCl_3 —बिसमथ के ऊपर अच्छी तरह क्लोरीन प्रवाहित करने पर बिसमथ क्लोराइड बनता है। बिसमथ कार्बोनेट और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से भी बनता है।

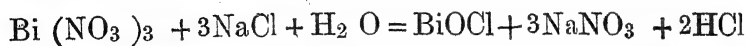


बिसमथ क्लोराइड नरम, श्वेत खेदार पदार्थ है जिसका द्रवणांक 220° और क्वथनांक 425° है। अधिक पानी के योग से यह उदविच्छेदित होकर बिसमथ ऑक्सिक्लोराइड का हल्का सफेद अवक्षेप देता है—



यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है।

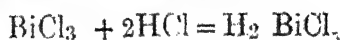
बिसमथ नाइट्रेट और नमक के विलयन से भी बिसमथ ऑक्सिक्लोराइड बनता है—



ऑक्सिक्लोराइड धूप के संपर्क में धूसर रंग का हो जाता है।

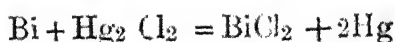
बिसमथ को अम्लराज में घोलने पर विलयन में से $\text{BiCl}_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}$ के खे प्राप्त होते हैं।

यदि बिसमथ क्लोराइड को गरम सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोला जाय, और विलयन को ठंडा किया जाय तो इसमें से क्लोरोबिसमथस ऐसिड, $H_2 BiCl_5$, के खे मिलेंगे—

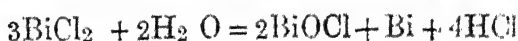


इसी प्रकार $HBiCl_4$, $HBi_2 Cl_7$ आदि द्विगुण या संकीर्ण यौगिक भी बनाये गये हैं।

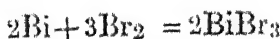
बिसमथ द्विक्लोराइड, $BiCl_2$ —यह BiO ऑक्साइड का लवण है। साधारण बिसमथ क्लोराइड को बिसमथ के साथ गरम करने पर बनता है। बिसमथ और कैल्मल के योग से भी 250° पर बनता है।



यह काला पदार्थ है जो पानी के योग से विभक्त हो जाता है।



बिसमथ त्रिब्रोमाइड, $BiBr_3$ —यह ब्रोमीन और बिसमथ के योग से बनता है—



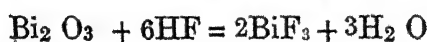
यह सुनहले रंग का होता है। पानी के योग से यह भी ऑक्सिब्रोमाइड, $BiOBr$, देता है।

बिसमथ त्रिआयोडाइड, BiI_3 —यदि स्टेनस क्लोराइड के विलयन में आयोडीन घोला जाय और विलयन को हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड से संतृप्त कर लिया जाय, और फिर बिसमथ ऑक्साइड इस विलयन में मिलाया जाय तो बिसमथ त्रिआयोडाइड का काला चूर्ण मिलता है। यह पानी के योग से धीरे-धीरे विभक्त होकर ऑक्सिआयोडाइड, $BiOI$, देता है।

बिसमथ आयोडाइड हाइड्रोआयोडिक ऐसिड में घुल कर आयोडो-बिसमथस ऐसिड, $HBiI_4 \cdot 4H_2 O$, देता है। इसी प्रकार चार आयोडाइड के विलयन में घुल कर लाल मणिभीय पदार्थ, $KBiI_4$, देता है।

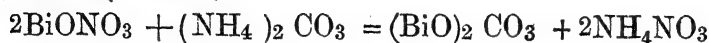


बिसमथ फ्लोराइड, BiF_3 —बिसमथ ऑक्साइड, $Bi_2 O_3$, क हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोलने पर बनता है—



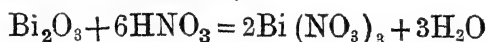
यदि ऑक्साइड बहुत लिया जायगा, तो केबल ऑक्सिप्लोराइड, BiOF , बनेगा। बिसमथ प्लोराइड श्वेत चूर्ण है।

बिसमथ कार्बोनेट, $(\text{BiO})_2 \text{CO}_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}$ —(सब-कार्बोनेट या बिसमथिल कार्बोनेट)—पंचम समूह के इस वर्ग के तत्वों का यह अकेला कार्बोनेट ज्ञात है। बिसमथ नाइट्रेट और अमोनियम कार्बोनेट के योग से इसका अवक्षेप आता है—

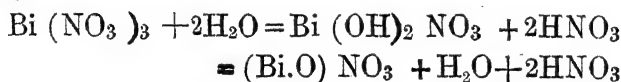


१००° तक गरम करने पर इसका पानी अलग हो जाता है।

बिसमथ नाइट्रेट, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2 \text{O}$ —यह बिसमथ और गरम २०% नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से अथवा बिसमथ ऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के योग से बनता है।

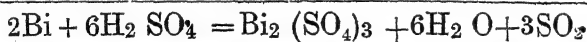
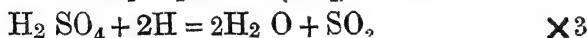


पानी के योग से बिसमथ नाइट्रेट भास्मिक नाइट्रेट या “सबनाइट्रेट” बन जाता है—



इसे यदि पानी से बराबर धोवें, तो अन्त में बिसमथ हाइड्रॉक्साइड, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, रह जायगा। एक समय था, जब कि बिसमथ नाइट्रेट का उपयोग मुँह पर लगाये जाने वाले पाउडरों में किया जाता था।

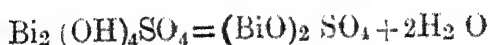
• बिसमथ सल्फेट, $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ —यह बिसमथ और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड को साथ साथ गरम करने पर बनता है—



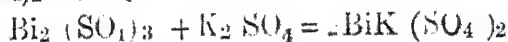
यह सल्फेट पानी के योग से भास्मिक सल्फेट, $\text{Bi}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4$, देता है, जो अविलेय है—



यह गरम किये जाने पर बिसमथिल सल्फेट, $(\text{BiO})_2 \text{SO}_4$, में परिणत हो जाता है—



बिसमथ सल्फेट पोटैसियम सल्फेट के साथ एक द्विगुण लवण $\text{BiK} (\text{SO}_4)_2$ बनता है—



सोडियम बिसमथ थायोसल्फेट, $\text{Na}_3 \text{Bi} (\text{S}_2 \text{O}_3)_3$ —यदि बिसमथ लवण के विलयन में लाइपो का विलयन छोड़ा जाय, तो जो स्वच्छ विलयन बनता है, वह आयोडीन के साथ प्रतिक्रिया नहीं देता। यह सोडियम बिसमथ थायोसल्फेट है।

पोटैसियम लवण और एल्कोहल के योग से पीला अविलेय अवक्षेप, $2\text{K}_3 \text{Bi} (\text{S}_2 \text{O}_3)_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}$, का आता है।

बिसमथ फॉस्फेट, BiPO_4 —यह बिसमथ लवण और सोडियम फॉस्फेट के योग से बनता है—



बिसमथ ऑक्साइड $\text{Bi}_2 \text{O}_3$, और फॉस्फोरस पेंथोक्साइड को साथ गलाने पर कौंच का सा बिसमथ मेटाफॉस्फेट, $\text{Bi} (\text{PO}_3)_3$, बनता है।

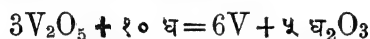
वेनेडियम, V

[Vanadium]

सन् १८०१ में मेक्सिको के स्वनिर्घोषता डेल रियो (Del Rio) ने सीसे के अयस्क में एक तत्व का पता लगाया जिसके लवण ऐसिडों के साथ गरम किये जाने पर लाल पड़ जाते थे। इसका नाम उसने इरिथ्रोनियम रक्खा। सन् १८३० में स्वेडन के लोह अयस्क में सेफस्ट्रोम (Sefstrom) को एक नयी धातु मिली जिसका नाम उसने वेनेडिस देवता के नाम पर वेनेडियम रक्खा। बाद को पता चला कि इरिथ्रोनियम और वेनेडियम दोनों एक ही तत्व हैं। रॉस्को (Roscoe) ने सिद्ध किया कि यह तत्व नाट्रोवन-फॉस्फोरस समूह का है। इसके क्लोराइड, VOCl_3 , में उन्मा प्रकार ऑक्सीजन है जैसा कि POCl_3 में।

प्रकृति में वेनेडियम बहुधा वैनैडेट के रूप में पाया जाता है जैसे वैनैडिनाइट अयस्क (vanadinite), $3\text{Pb}_3 (\text{VO}_4)_2 \cdot \text{PbCl}_2$; कार्नोटाइट (carnotite), $\text{K}_2 \text{O} \cdot 2\text{H}_2 \text{O}_3 \cdot \text{V}_2 \text{O}_5 \cdot 3\text{H}_2 \text{O}$ । वेनेडियम के लिये संसार का सबसे मुख्य केन्द्र पेरू में है।

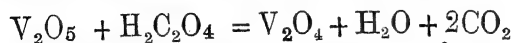
धातुकर्म—कार्बोनाइट को सोडियम कार्बोनेट से गलाते हैं। इस प्रकार सोडियम यूरेनिल कार्बोनेट और सोडियम वेनेडेट बन जाते हैं जो विलेय हैं। विलयन को गरम करने पर यूरेनिल लवण अवक्षिप्त हो जाता है। निःस्यन्द में सोडियम वेनेडेट रहता है। सोडियम वेनेडेट में सान्द्र ऐसिड डालने पर वेनेडियम पंचौक्साइड, V_2O_5 , का लाल अवक्षेप आता है। यह पंचौक्साइड मिश-मेटेल (“धातु मिश्र” जो सीरियम, लैनथेनम, प्रेसिओडीमियम आदि धातुओं का मिश्रण होता है) के साथ ऐल्यूमिनो-तापन विधि द्वारा तपाये जाने पर वेनेडियम धातु देता है—



धातु के गुण—यह धूसर-श्वेत रंग की बहुत कठोर धातु है। इसकी कठोरता कार्बन आदि अशुद्धियों की मात्रा पर निर्भर है। वेनेडियम बिजली का अच्छा चालक है। ऑक्सीजन में यह चमक के साथ जलता है। हवा में गरम किये जाने पर यह रङ्ग बदलता रहता है क्योंकि क्रमशः कई ऑक्साइड, V_2O (भूरा), V_2O_2 (धूसर), V_2O_3 (काला), V_2O_4 (नीला) और अन्त में V_2O_5 (नारङ्गी-लाल) बनते हैं। क्लोरीन में जलकर यह $VOCl_4$ देता है। ऊँचे तापक्रमों पर नाइट्रोजन के साथ नाइट्राइड VN , और कार्बन के साथ VC भी देता है।

वेनेडियम हाइड्रोक्लोरिक या हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड में नहीं घुलता, पर नाइट्रिक ऐसिड, हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड में विलेय है। क्षारों के साथ गलाये जाने पर वेनेडेट देता है।

यौगिक—वेनेडियम धातु और अधातु दोनों की तरह व्यवहार करता है। इसकी कई संयोज्यताये हैं, और अनेक तरह के संकीर्ण यौगिक भी बनाता है। इसके कई ऑक्साइडों का उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। ऊँचे ऑक्साइड पोटैसियम के योग से V_2O_5 देते हैं। पंचौक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर त्रिऑक्साइड V_2O_3 बनता है। पंचौक्साइड को ऑक्जेलिक ऐसिड या गन्धक द्विऑक्साइड के साथ गरम करने पर वेनेडियम चतुःऑक्साइड, V_2O_4 , बनता है—



यह ऑक्साइड क्षारों के योग से हाइपोवेनेडेट, $Na_2V_4O_9$, देता है, और ऐसिडों के योग से वेनेडिल लवण जैसे $VOCl_2$ भी देता है।

वेनेडियम यौगिकों का अन्तिम उपचित पदार्थ V_2O_5 है। वेनेडेट- (जैसे अमोनियम मेटावेनेडेट, NH_4VO_3 , में सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालने पर जो लाल अवक्षेप आता है, वह इस पंचौक्साइड, V_2O_5 , का ही है। यह श्लैष या कंकालपीन विलयन भी देता है। यह पंचौक्साइड क्षारों के योग से वेनेडेट देता है, जो आर्थो (Na_3VO_4); मेटा ($NaVO_3$) और पायरो ($Na_4V_2O_7$), तीनों प्रकार के होते हैं।

वेनेडियम को प्लोरीन में गरम करने पर वेनेडियम पंचक्लोराइड, VCl_5 , बनता है। यह भूरा सा द्रव है जिसका प्वथनांक 114.8° है। गरम करने पर यह त्रिक्लोराइड, VCl_3 , देता है। द्विक्लोराइड और त्रिक्लोराइड, VCl_2 , दोनों अवकाशक पदार्थ हैं। पंचक्लोराइड तो नहीं बनता पर वेनेटिल क्लोराइड, VCl_4 , प्लोरीन और त्रिआक्साइड, V_2O_5 , के योग से बनता है। इस पीले द्रव का प्वथनांक 127° है। कई वेनेडियम सल्फेट जैसे VSO_4 , $V_2(SO_4)_3$ और $VOSO_4$ ज्ञात हैं।

कोलम्बियम, Cb या नायोबियम, Nb

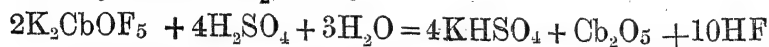
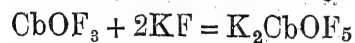
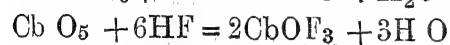
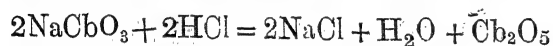
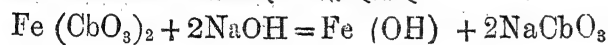
[Columbium or Niobium]

सन् १८०१ में हैचट (Hatchett) ने कोलम्बियम अयस्क में से एक धातु निकाली जिसका नाम उसने कोलम्बियम रखा। १८४४ में रोज़ (Roze) ने देखा कि कुछ कोलम्बाइटों में से दो विभिन्न ऐसिड मिलते हैं। एक ऐसिड तो वह है जिसके तत्त्व का अन्वेषण १८०२ में एक्बर्ग (Ekberg) ने स्वेडन में किया था और टैंटेलम नाम दिया था। क्योंकि टैंटेलस देवता की लहड़ी का नाम नायोब (Niobe) था, इसलिए रोज़ ने एक ऐसिड को टैंटेलिक ऐसिड और दूसरे को नायोबिक ऐसिड नाम दिया। कोलम्बियम और नायोबियम एक ही तत्त्व के दो नाम हैं। यूरोप में नायोबियम नाम का प्रचार है, और अमरीका में कोलम्बियम का।

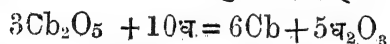
धातुकर्म—कोलम्बियम और टैंटेलम दोनों बहुधा साथ साथ पाये जाते हैं। कोलम्बाइट (columbite) और टैंटेलीट (tantalite) दोनों $Fe(CbO_3)_2$ और $Fe(TaO_3)_2$ के मिश्रण हैं। पहले में ८३% कोलम्बियम ऑक्साइड, Cb_2O_5 , होता है और दूसरे में ८६% Ta_2O_5 होता है। अयस्क में से टैंटेलम और कोलम्बियम दोनों को साथ साथ प्राप्त करते

हैं। मिश्रित अयस्क को पहले कार्बिक सोडा के साथ गला कर सोडियम टेट्रेलेट और सोडियम कोलम्बेट बनाते हैं। ये ऐसिड के योग से फिर Cb_2O_5 और Ta_2O_5 का मिश्रण देते हैं। इन्हें फिर हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड में घोलते हैं, और विलयन में पोटैसियम फ्लोराइड डालते हैं। ऐसा करने पर K_2TaF_7 और K_2CbOF_5 मिलते हैं। पहले का नाम पोटैसियम फ्लोटेट है जो ठंडे पानी में १/१५० भाग विलेय है, और दूसरे का नाम पोटैसियम कोलम्बियम ऑक्सीफ्लोराइड है जो १/१२ भाग विलेय है। इस प्रकार आंशिक मणिभीकरण द्वारा दोनों को अलग-अलग कर लेते हैं।

इन्हें फिर सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड से गरम करने पर टेट्रेलम पंचौक्साइड और कोलम्बियम पंचौक्साइड प्राप्त होते हैं।



कोलम्बियम पंचौक्साइड को ऐल्यूमिनो-तापन विधि से मिश्र-मेटल के साथ गरम करके कोलम्बियम धातु मिलती है—



धातु के गुण—यह श्वेत धातु है। लोहे की तरह कठोर है, पर जल्दी गल जाती है। यह धनवर्धनीय और तन्य है। गरम करने पर हवा में यह ऑक्साइड बनती है। 800° के निकट के तापक्रम पर यह जलकर Cb_2O_5 बनाती है। रक्तताप पर यह पानी को भी विभक्त कर देती है। अमोनिया को भी रक्तताप पर विभक्त करके नाइट्राइड, Cb_2N_5 , देती है। 2000° पर क्लोरिन के योग से CbCl_5 बनता है; और अधिक ऊँचे तापक्रम पर ब्रोमीन के साथ CbBr_5 बनता है। 1300° पर आयोडीन के साथ CbI_5 , Cb_2I_5 या Cb_6I_{14} बनते हैं। अशुद्ध धातु ही ऐसिडों के साथ प्रतिक्रिया करती है। यह हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड में धीरे धीरे घुलती है।

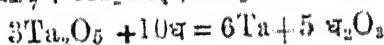
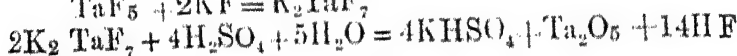
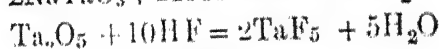
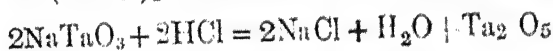
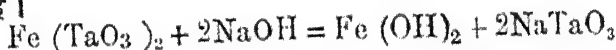
भौतिक—पंचौक्साइड, Cb_2O_5 , का उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। यह इसका परम स्थायी ऑक्साइड है। यह अगलनीय श्वेत चूर्ण है। चारों के साथ गलाने पर यह कोलम्बेट देता है जो आर्थो, पायरो और मेटा (K_3CbO_4 , $\text{K}_4\text{Cb}_2\text{O}_7$ और KCbO_3) तीनों पाये गये हैं। पंचौक्साइड

को हाइड्रोजन प्रवाह में 2500° तक गरम करने पर CbO बनता है। Cb_2O_5 को मैगनीशियम चूर्ण के साथ 1500° पर अभचयन करने पर Cb_2O_3 बनता है। गन्धक के योग से कोलम्बियम धातु सल्फाइड, CbS , Cb_2S_3 और CbOS_3 भी देती है। इसका कार्बाइड, CbC , भी ज्ञात है जिसका द्रवणांक 3500° है।

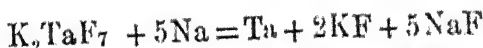
टैंटेलम, Ta

[Tantalum]

इसका इतिहास तो कोलम्बियम के साथ दिया जा चुका है। इसका अयस्क टैंटेनइट फेरस टैंटेनेट, $\text{Fe}(\text{TaO}_3)_2$, है। अयस्क में से इसे पृथक् करने की विधि कोलम्बियम के साथ दी जा चुकी है। प्रतिक्रियाएँ निम्न प्रकार हैं।

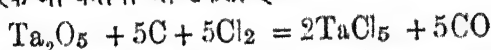


अथवा

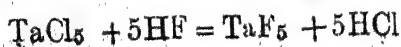


धातु के गुण—यह श्वेत-धूसर रङ्ग की धातु है जो बहुत ही कठोर है विजली के बल्बों में पहले इसके तार का उपयोग भी होता था क्योंकि इसका द्रवणांक बहुत ऊँचा (2600° के निकट) है। यह 600° पर ऑक्सीजन में जल कर पंच ऑक्साइड, TaO_5 , देता है जो श्वेत अगलनीय चूर्ण है। यह ऑक्साइड हाइड्रोजन से भी अपचित नहीं होता।

टैंटेलम धातु क्लोरीन में जल कर पंचक्लोराइड, TaCl_5 , बनती है। यह पंचक्लोराइड पंचौक्साइड और कार्बन के मिश्रण को क्लोरीन के प्रवाह में गरम करके भी बनाया जा सकता है—



टैंटेलम धातु फ्लोरीन के योग से टैंटेलम फ्लोराइड, TaF_5 , देती है। यह पंच फ्लोराइड पंचक्लोराइड और ठंडे शुष्क HF के योग से भी बनता है।



पंचफ्लोराइड के नीरङ्ग जलग्राही रवे ६६°C पर गलते हैं।

टैंटेलम और ब्रोमीन के योग से २६०° पर TaBr_5 बनता है जिसके पीले पत्रों का द्रवणांक २४०° है।

टैंटेलम आयोडीन से नहीं संयुक्त होता, पर TaBr_5 और HI के योग से TaI_5 बनता है।

२००° के नीचे टैंटेलम पर ऐसिडों का प्रभाव नहीं पड़ता। हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड का प्रभाव इस पर शीघ्र पड़ता है। अम्लराज के साथ गरम करने पर कोई असर नहीं होता। क्षारों या क्षार नाइट्रेट के साथ गलाने पर यह टेंटेलेट जैसे NaTaO_3 देता है। टैंटेलम क्लोराइड और पानी के योग से टेंटेलिक ऐमिड, HTaO_3 , का अवक्षेप आता है जिसे सजल-पंचौक्साइड समझना चाहिये—



टैंटेलम क्लोराइड और अमोनिया के योग से टेंटेलम नाइट्राइड, Ta_3N_5 , बनता है जो लाल चूर्ण है। यह श्वेत ताप पर काले चूर्ण, Ta_3N , में परिणत हो जाता है।

ऊँचे तापक्रम पर टैंटेलम पंचौक्साइड को हाइड्रोजन और कार्बन द्विसल्फाइड के साथ गरम करने पर द्विसल्फाइड, TaS_2 , बनता है। यह काला चमकदार चूर्ण है।

टैंटेलम पंचौक्साइड को मैगनीशियम के साथ ऊँचे तापक्रम पर गरम करने पर टैंटेलम द्विऑक्साइड, Ta_2O_3 , भी बनता है। यह भूरा सा चूर्ण है जो अम्लों में नहीं घुलता पर गले हुये कास्टिक पोटाश में घुल कर पोटैसियम टेंटेलेट देता है।

प्रश्न

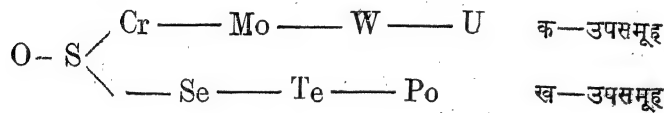
१. आर्सेनिक प्रकृति में किस रूप में पाया जाता है? शुद्ध ऑक्साइड और तत्व कैसे प्राप्त करते हैं?
२. फॉस्फोरस, आर्सेनिक, एण्टिमनी, और नाइट्रोजन के हाइड्राइडों की तुलना करो।
३. आर्सेनिक कैसे बनाते हैं? इसके अपचायक गुणों के उदाहरण दो।

४. आर्सेनियस सल्फाइड के साथ होने वाली ये प्रतिक्रियायें दो, जिनमें यह पीले अमोनियम सल्फाइड और कार्बेटिक सोडा में घुलता है।
५. मार्श-बर्जीलियस परीक्षण क्या है ? एण्टीमनी और आर्सेनिक के कलंकों में क्या अन्तर है ?
६. आर्सेनिक के हेलाइड कैसे बनते हैं ? इनका सूक्ष्म विवरण दो।
७. एण्टीमनी धातु प्रकृति में किस रूप में मिलता है ? इस अयस्क से धातु कैसे तैयार करेंगे ?
८. एण्टीमनी की कुछ उपयोगी मिश्रधातुओं का वर्णन दो।
९. आर्सेनिक और एण्टीमनी दोनों के लवणों के मिश्रण को कैसे पहचानोगे ?
१०. एण्टीमनी और विषमथ के क्लोराइडों की तुलना करो।
११. विषमथ प्रकृति में किस रूप में मिलता है ? इसके कुछ लवण दो।

अध्याय १६

षष्ठ समूह के तत्त्व (१) — ऑक्सीजन

आवर्त संविभाग के छठे समूह में तत्त्वों का क्रम निम्न प्रकार है —



इनमें से ऑक्सीजन गैस है, गन्धक ठोस अधातु है। गन्धक के बाद शाखायें आरम्भ होती हैं। एक शाखा में सेलीनियम और टेल्यूरियम एवं पोलोनियम हैं। गन्धक की समानता सेलीनियम और टेल्यूरियम से बहुत है। टेल्यूरियम उपधातु है, और धातु के गुण पोलोनियम में स्पष्ट हो जाते हैं।

क-उपसमूह के तत्त्व, क्रोमियम, मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम में धातुता अधिक है, पर क्रोमेट, मॉलिब्डेट, टंगस्टेट और यूरेनेट आदि लवण सल्फेट से मिलते जुलते हैं। ऑक्सीजन की संयोज्यता मुख्यतः २ और कभी कभी ४ है। गन्धक की २, ४ और ६ है। क्रोमियम लवणों में क्रोमिक में संयोज्यता ३, और क्रोमस में २, पर क्रोमेटों में ४ है। मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम के अनेक ऑक्साइड विभिन्न संयोज्यताओं के पाये जाते हैं। सेलीनियम और टेल्यूरियम की संयोज्यतायें गन्धक की सी हैं।

तत्त्वों के भौतिक गुण—अगले पृष्ठ पर सारणी में छठे समूह के सब तत्त्वों के भौतिक गुण दिये गये हैं।

सारणी को देखने से स्पष्ट है कि जैसे जैसे परमाणुभार बढ़ता है, प्रत्येक उपसमूह में घनत्व, द्रवणांक और कयनांक भी बढ़ते जाते हैं। पर आपेक्षिक ताप क्रमशः कम होता जाता है।

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु-भार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	आपेक्षिक ताप
८	ऑक्सीजन	O	१६.००	०.००१४३	-२.१६० १२ मि. मि.	-१८३°	०.२२१ (स्थिर दाब पर)
१६	गन्धक	S	३२.०६	१.९६-२.०६	११४.५	४४४.५	—
३४	ख-उपसमूह सेलीनियम	Se	७८.९६	४.२८-४.८०	२००° के निकट	६६०°	
५२	टेल्यूरियम	Te	१२७.६१	६.३१	४५२°	१३६०°	
८४	पोलोनियम	Po	२१०				
	क-उपसमूह						
२४	क्रोमियम	Cr	५२.०१	६.९२	१६१५°	२२००°	०.१०८०
४२	मॉलिब्डेनम	Mo	९६.००	८.६	२५००°	३५६०°?	०.०७२
७४	टंगस्टन	W	१८४.०	१९.०	३४००°	४८३०°	०.०३४
९२	यूरेनियम	U	२३८.०	१८.७	१८५०°

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—हम इस समूह के सभी ६ तत्त्वों के ऋणाणु-उपक्रम देते हैं—

O—ऑक्सीजन (८)— $1s^2. 2s^2. 2p^4$.

S—गन्धक (१६)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4$.

Se—सेलीनियम (३४)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4$.

Te—टेल्यूरियम (५२)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^{10}. 5s^2. 5p^4$.

Po—पोलोनियम (८४)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^4. 5d^{10}. 6s^2. 6p^4$.

Cr—क्रोमियम (२४)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^5. 4s^1$.

Mo—मॉलिब्डेनम (४२)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^5. 5s^1$.

W—टंगस्टन (७४)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^4. 5d^5. 6s^1$.

U—यूरेनियम (९२)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^4. 5d^5. 6s^2. 6p^4. 6d^1. 7s^2$.

इस उपक्रम से यह स्पष्ट है कि आक्सीजन, गन्धक, सेलीनियम और टेल्यूरियम के बाह्यतम कक्ष में ६ ऋणाणु $s^2 p^4$ स्थिति के हैं। क्योंकि p —उपकक्ष में अधिक से अधिक ६ ऋणाणु आ सकते हैं, अतः इन तत्त्वों की संयोज्यता $६ - ४ = २$ है।

क्रोमियम, मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम के बाह्यतम उपकक्ष में स्थिति s^1 या s^2 है। इसके पहले के उपकक्ष में $s^2 p^4 d^1$, अथवा $s^2 p^4 d^2$ स्थिति है इसलिये इनके कई प्रकार के ऑक्साइड होते हैं, जिनकी संयोज्यतायें भी अनेक हैं।

इस अध्याय में हम केवल ऑक्सीजन और ओज़ोन का विवरण देंगे। अगले अध्याय में गन्धक के यौगिकों का उल्लेख रहेगा। अन्य अध्यायों में हम इन तत्त्वों के समानान्तर गुणों की तुलनात्मक विवेचना भी करेंगे।

ऑक्सीजन, O

[Oxygen]

ऑक्सीजन का आविष्कार वैज्ञानिक जगत् की एक महत्त्वपूर्ण घटना है। यदि इसका आविष्कार न होता तो रसायन शास्त्र, भौतिक विज्ञान और जीवविज्ञान इन तीनों का ही विकास न हो सकता, और जीवन के अनेक आवश्यक रहस्य अनुद्घाटित ही रह जाते। सत्रहवीं शताब्दी में बॉयल (Boyle) और हूक (Hooke) के प्रयोगों ने सिद्ध कर दिया कि हवा का एक अंश ऐसा है जिस पर पदार्थों का जलना, और श्वास का चलना निर्भर है। हूक और मेयो (Mayow) ने स्पष्ट



चित्र १०२—जॉसेफ प्रीस्टले

बताया कि जलना, श्वास लेना और धातुओं का जारण ये तीनों हवा के एक महत्त्वपूर्ण अंश पर ही निर्भर हैं। मेयो ने यह भी देखा कि हवा में यह वही गैस है जो शोरे को गरम करने पर मिलती है। उसने इसका नाम “स्पिरिटस नाइट्रो एरियस” (Spiritus nitro-aereus) रक्खा। मेयो यदि इस गैस को पृथक् इकट्ठा कर सकता, तो उसे ही हम आज ऑक्सीजन का आविष्कारक कहते। उस समय रासायनिक जगत् में जो फ्लोजिस्टन सिद्धान्त चल पड़ा था उसने इस गैस के महत्त्व को समझने में बाधा ही डाली।

ऑक्सीजन के आविष्कार का श्रेय शीले (१७७१-७३) (Scheele) को है। सन् १७७४ में प्रीस्टले (Priestley) ने भी स्वतंत्र रूप से



चित्र १०३—लेव्वाज़िये

भी फ्लोजिस्टन-वाद में इस प्रकार प्रभावित थे कि इस गैस के महत्त्व को न समझ पाये।

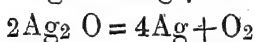
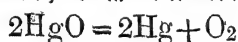
इसका आविष्कार किया था। उसने इसका नाम “डिफ्लोजिस्टि-केटेड एयर” (dephlogisticated air) रक्खा था। प्रीस्टले ने आंतशी शीशे की सहायता से मरक्यूरिक ऑक्साइड को गरम करके इसे तैयार किया था। शीले और प्रीस्टले दोनों इस बात को जानते थे, कि यह गैस वही है जो हवा में विद्यमान है। पर ये व्यक्ति

सन् १७७९ में फ्रांस के प्रसिद्ध रसायनज्ञ लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने यह स्पष्ट सिद्ध किया कि पदार्थों के जलने, या धातुओं के निस्तापन या जारण एवं श्वास प्रक्रिया, तीनों का एक ही अभिप्राय यह है कि ऑक्सीजन से संयुक्त होना। लेव्वाज़िये ने यह भी सिद्ध किया कि जब धातुओं का हवा में निस्तापन या जारण किया जाता है तो धातुओं के भार में वृद्धि हो जाती है। लेव्वाज़िये की विचार धारा ही उलझी रह जाती यदि उसके सामने प्रीस्टले के प्रयोग न होते। लेव्वाज़िये ने प्रीस्टले के कार्य का व्यक्त रूप से श्रृंग तो स्वीकार न किया—वह स्वयं ऑक्सीजन के आविष्कार का श्रेय लेना चाहता था, पर यह ठीक है कि ऑक्सीजन के साथ उसने बहुत से प्रयोग किये; और इस नई गैस के महत्त्व को उसने ही पहली बार जाना।

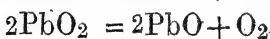
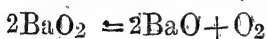
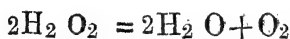
उसने सीमित हवा में (भमके या रिटॉर्ड) पारे को गरम किया। पारे का कुछ भाग हवा के एक अंश से संयुक्त हो गया। जो हवा का अंश शेष रह गया, वह ऐसा था जो वस्तुओं के जलने में सहायक न था। इसका नाम एज़ोट या नाइट्रोजन रक्खा गया। हवा एज़ोट और ऑक्सीजन का मिश्रण सिद्ध हुई।

ऑक्सीजन बनाने की विधियाँ—ऑक्सीजन बनाने की अनेक विधियाँ हैं, जिनमें से कुछ की ओर संकेत यहाँ किया जाता है—

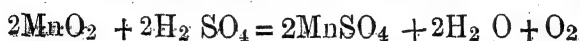
(१) कुछ धातुओं के ऑक्साइड केवल गरम करने पर ऑक्सीजन दे डालते हैं, जैसे पारा, चाँदी, सोना और प्लैटिनम वर्ग की धातुओं के—



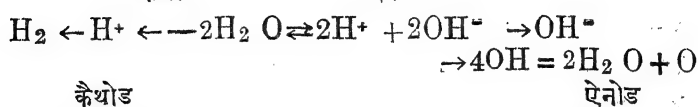
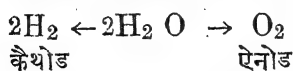
(२) कुछ परौक्साइड और द्विऑक्साइड भी गरम करने पर ऑक्सीजन देते हैं—



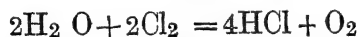
मैंगनीज द्विऑक्साइड को लौहे की नली में रक्ततप्त करने पर ऑक्सीजन आसानी से निकलता है। यदि इसे सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम किया जाय, तो सार्वदतः निम्न तापक्रम पर ही ऑक्सीजन निकलने लगेगा—



(३) पानी के विद्युत् विच्छेदन से ऐनोड पर ऑक्सीजन मिलता है —

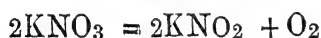


(४) यदि उबलते हुये पानी में क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय और फिर इस गैस को एक रक्ततप्त सिलिका नली में (जिसमें चीनी मिट्टी के टुकड़े भरे हों) प्रवाहित करें, तो पानी का हाइड्रोजन क्लोरीन से संयुक्त हो जायगा और ऑक्सीजन मुक्त हो जायगा—



गैसों के मिश्रण को कास्टिक सोडा के विलयन में प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर क्लोरीन और हाइड्रोक्लोरिक एसिड का शोषण हो जाता है, और शुद्ध ऑक्सीजन बच रहता है।

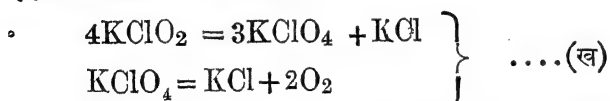
(५) पोटैसियम नाइट्रेट को ऊँचे तापक्रम पर गरम करने पर पोटैसियम नाइट्राइट बनता है, और ऑक्सीजन मुक्त होता है—



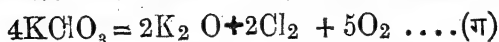
(६) पोटैसियम क्लोरेट के मणिभों को गरम किया जाय तो 350° पर यह पिघलते हैं, और फिर 370° तक कठोर काँच की फ्लास्क में गरम करने पर ये ऑक्सीजन दे डालते हैं—



वस्तुतः प्रतिक्रिया में पहले पोटैसियम परक्लोरेट बनता है, जो और गरम होने पर ऑक्सीजन देता है—



बहुधा (क) और (ख) प्रतिक्रियायें साथ साथ चलती हैं। इन दोनों के अतिरिक्त अति उच्च तापक्रम पर एक तीसरी प्रतिक्रिया भी होती है—



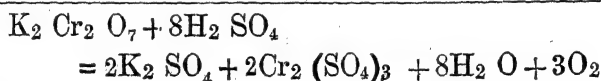
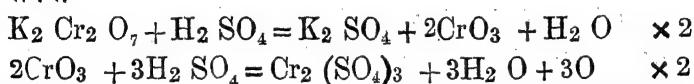
यदि पोटैसियम क्लोरेट में सोडियम क्लोरेट भी मिला लिया जाय, तो कम तापक्रम तक गरम करने पर ही ऑक्सीजन मिल जायगा।

पोटैसियम क्लोरेट में मैंगनीज द्विऑक्साइड मिला कर गरम करने पर ऐर आसानी से ऑक्सीजन बनता है। इस विधि में द्रवणांक से नीचे ही क्लोरेट ऑक्सीजन दे डालता है। साधारणतया मैंगनीज द्विऑक्साइड थ्रेरक (catalyst) का काम करता है।* प्रयोगशाला में इसी विधि से ऑक्सीजन तैयार करते हैं। ध्यान रखना चाहिये कि मैंगनीज द्विऑक्साइड कोयला न मिला हो, नहीं तो विस्फोट हो जायगा।

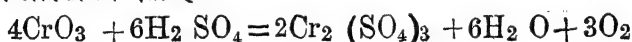
(७) पोटैसियम दिक्रोमेट को यदि ज़ोर से गरम किया जाय तो ऑक्सीजन मिलता है।



पोटैसियम दिक्रोमेट को फ्लास्क में सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ गरम करने पर भी ऑक्सीजन निकलता है—विलयन का लाल रंग हरा पड़ जायगा—

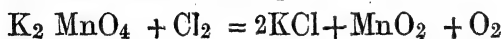
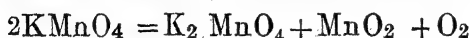
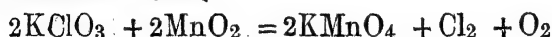


क्रोमियम त्रिऑक्साइड भी सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ गरम करने पर ऑक्सीजन देता है—

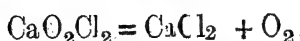


(८) यदि ब्लीचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण), CaO_2Cl_2 , को लेई सा बनाया जाय और फिर इसमें कोबल्ट या निकेल क्लोराइड के विलयन की दो चार बूंदें छोड़ कर 75° तक गरम किया जाय, तो ऑक्सीजन शीघ्रता से निकलेगा।

* संभवतः प्रतिक्रिया में पहले परमैंगनेट बनता है, जो गरम करने पर आसानी से ऑक्सीजन देता है—

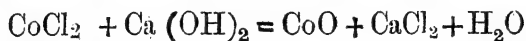


मैंगनीज द्विऑक्साइड जो बना, इसी प्रकार की शृंखला फिर आगे चलाता है।

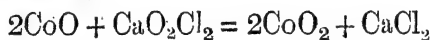


कोबल्ट क्लोराइड बीच में मध्यस्थ का काम निम्न प्रकार करता है—

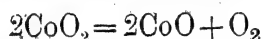
(क) ब्लीचिंग पाउडर में जो मुक्त चूना होता है, उसके साथ—



(ख) कोबल्ट ऑक्साइड ब्लीचिंग पाउडर के योग से कोबल्ट द्विऑक्साइड देता है।

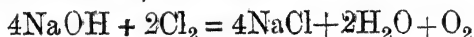


(ग) कोबल्ट द्विऑक्साइड गरम होने पर फिर कोबल्ट ऑक्साइड देता है, और ऑक्सीजन मुक्त हो जाता है—

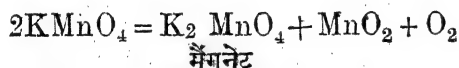


यह श्रृंखला इसी प्रकार चलती रहती है।

(ङ) उबलते कास्टिक सोडा के विलयन में कुछ बूँदें कोबल्ट या निकेल क्लोराइड के विलयन की डाल दी जायँ, और फिर क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय तो भी ऑक्सीजन निकलेगा। यह प्रतिक्रिया ब्लीचिंग पाउडर वाली प्रतिक्रिया के समान है—



(१०) पोटैसियम परमैंगनेट के मणिम गरम करने पर ऑक्सीजन देते हैं—

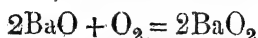


यदि परमैंगनेट को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम किया जाय तो उग्र विस्फोट होता है। यदि परमैंगनेट के विलयन को हलके सल्फ्यूरिक एसिड से आम्ल कर लिया जाय और फिर इसमें हाइड्रोजन परॉक्साइड का विलयन छोड़ें तो ऑक्सीजन बड़ी सरलता से निकलता है। परमैंगनेट का लाल विलयन नीरंग पड़ जायगा—

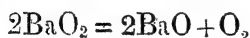


ऑक्सीजन बनाने को व्यापारिक विधि—व्यापारिक मात्रा में ऑक्सीजन या तो हवा से बनाया जाता है, या पानी के विद्युत् विच्छेदन से। हवा से ऑक्सीजन प्राप्त करने की दो विधियाँ हैं—ब्रिन (Brin) विधि, (२) हवा के द्रवीभवन से।

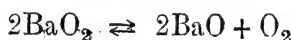
त्रिन विधि—सन् १८२५ में बूसिंगौल्ट (Boussingault) ने यह देखा कि यदि बेरियम ऑक्साइड, BaO , को पोर्सिलेन की नली में मध्यम रक्त-तप्त किया जाय तो यह हवा से ऑक्सीजन ग्रहण करने योग्य बन जाता है—



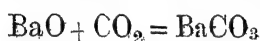
बेरियम ऑक्साइड ऑक्सीजन लेकर बेरियम परॉक्साइड, BaO_2 , बन जाता है। यदि यह परॉक्साइड अब तीव्र रक्ततप्त किया जाय, तो इसमें से फिर ऑक्सीजन निकल जाता है।



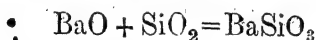
अतः तापक्रम की दृष्टि से निम्न प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है—



यदि हवा में कार्बन ट्राइऑक्साइड हो (जैसे कि बहुधा होता है), तो बेरियम ऑक्साइड थोड़ी देर में निम्न प्रतिक्रिया के कारण निष्क्रिय हो जायगा—



यदि प्रतिक्रिया काँच की नली में की जाय तो बेरियम सिलिकेट बनने के कारण भी निष्क्रियता आ जाती है—

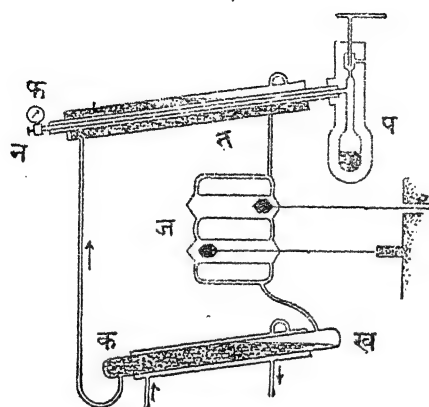


बूसिंगौल्ट (Boussingault) के इन प्रयोगों का उपयोग त्रिन ने ऑक्सीजन के व्यापार में किया। उसने लोहे के भभके का उपयोग किया, और शुद्ध हवा ली। उसने यह देखा कि एक ही तापक्रम पर दोनों उत्क्रमणीय प्रतिक्रियाएँ की जा सकती हैं, यदि बेरियम ऑक्साइड द्वारा ऑक्सीजन ग्रहण करते समय हवा का दाब दो वायुमंडल हो, और परॉक्साइड के विच्छेदन पर दाब पारे का २ इंच हो। लोहे के भभके ऊर्ध्वदिग् (vertical) रखे जाते हैं। और इन्हें गैस द्वारा तप्त भट्ठी में 600° पर रखा जाता है।

सन् १६०२ तक त्रिन विधि का विशेष उपयोग किया जाता था पर अब तो ऑक्सीजन द्रव हवा से प्राप्त होता है।

हवा का द्रवीभवन—सन् १८६६ में एण्ड्रूज (Andrews) ने यह मालूम किया कि कोई भी गैस तब तक द्रवीभूत नहीं हो सकती, जब तक कि इसका तापक्रम एक विशेष तापक्रम से कम न हो। इस तापक्रम को

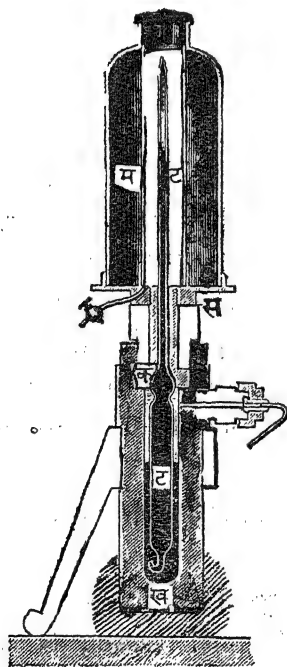
चरम तापक्रम (critical temperature) कहते हैं। सभी गैसों का अप्रपना



चित्र १०४—पिक्टे का यंत्र

अलग विशेष चरम तापक्रम है। यदि गैस चरम तापक्रम पर हो, या इससे नीचे के तापक्रम पर, तो केवल दाब बढ़ा कर गैस का द्रवीभवन हो जाता है। चरम तापक्रम पर कम से कम कितने दाब पर गैस द्रवीभूत होगी, उस दाब को चरम दाब (critical pressure) कहते हैं। हवा का चरम तापक्रम इतना नीचा है कि

साधारण द्रावण मिश्रण द्वारा इस तक नहीं पहुँच सकते। इसीलिये हवा को, और इसी के समान हाइड्रोजन आदि गैसों को स्थायी गैस कहा जाता था। सन् १८७७ में पिक्टे (Pictet) और कैलेटे (Cailletet) ने इन स्थायी गैसों को द्रवीभूत करने में सफलता पायी।



चित्र १०५—कैलेटे का यंत्र

यदि गैस को खूब संकुचित किया जाय तो यह गरम हो उठती है। इस संकुचित गरम गैस को यदि ठंडा कर लिया जाय, और फिर एक दम वाल्व खोल कर फेंलने दिया जाय, तो प्रसारण होने के अवसर पर गैस बहुत ठंडी हो जाती है। यह गैस इतनी ठंडी पड़ जाती है कि यह द्रवीभूत होने के योग्य बन जाती है। सन् १८६५ में इन सिद्धान्तों के आधार पर इंगलैंड में हैम्पसन (Hampson) ने और जर्मनी में लिंडे (Linde) ने बहुत सी हवा द्रवीभूत करने की योजना तैयार की।

जूल (Joule) और केल्विन (Kelvin) ने यह देखा कि यदि दाब पर स्थित संकुचित गैस एक छेद द्वारा किसी दूसरी गैस (जैसे हवा) में निकाली जाय, तो इसमें से निकलते समय संकुचित गैस दूसरी गैस से गरमी ले लेगी, और यह दूसरी गैस कुछ ठंडी पड़ जायगी । ताप के इन विनिमय सिद्धान्त का उपयोग हैम्पसन ने अपने यंत्र में किया । एक गैस दूसरी संकुचित गैस के संपर्क में आकर कितनी ठंडी पड़ती है, यह निम्न सूत्र से मालूम होता है—

$$\text{ठंडे होने का परिमाण (} ^\circ\text{C) में} = \frac{\text{दाबों का अन्तर (वायुमंडल में)}}{4} \times \left(\frac{273}{T_1} \right)^2$$

इसमें प्रसारण से पूर्व हवा का परम तापक्रम T_1 है ।

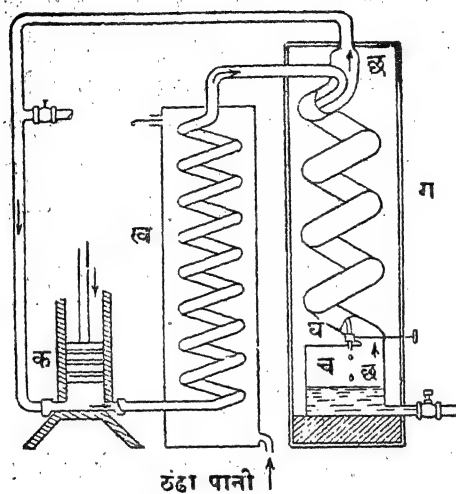
मान लो कि 0°C पर की हवा १०० वायुमंडल दाब पर है । इसे १ वायुमंडल के दाब तक प्रसारित किया, तो दाब का अन्तर = $100 - 1 = 99$

अतः तापक्रम में कमी = $\frac{99}{4} \times \left(\frac{273}{3} \right)^2 = 24.7^\circ$ अर्थात् हवा का तापक्रम -24.7° हो जायगा ।

अब यदि इस -24.7° की हवा से संकुचित हवा के सिलेंडर को ठंडा कर लिया जाय, तो इसका तापक्रम भी -24.7° के लगभग हो जायगा । अब यदि इस तापक्रम पर की संकुचित गैस को फिर प्रसारित किया जाय, तो तापक्रम $\frac{99}{4} \times \left(\frac{273}{273-24.7} \right)^2$ इतना और कम हो जायगा । यदि इस श्रृंखला को और आगे चलाया जाय इतना अधिक तापक्रम कम हो जायगा जिसमें हवा द्रवीभूत हो सकती है ।

द्रव वायु बनाना—ऊपर दिये गये सिद्धान्त के आधार पर वायु को द्रवीभूत करने के अनेक यंत्र बने हैं, जिनमें से एक का उल्लेख नीचे किया जाता है । (चित्र १०६)

वायु को पहले धूल, कार्बन डिआक्साइड और जलकणों से मुक्त कर लेते हैं । इसे फिर पम्प (क) द्वारा २०० वायुमंडल दाब पर कर लेते हैं । संकोचन से उत्पन्न गरमी एक शीतक (ख) में सोख ली जाती है, जिसमें ठंडा पानी निरन्तर बढ़ता रहता है । ठंडी की हुई संकुचित हवा अब ग वेश्म में प्रविष्ट होती है । इस वेश्म (Chamber) में ताँबे की दो समकेन्द्रिक



चित्र १०६—द्रव वायु बनाना

इस बाहर वाली नलिका में होकर जब ठंडी हवा ऊपर चढ़ती है, तो यह भीतर की नलिका को और ठंडा कर देती है, और फिर यह हवा वाल्व में से निकल कर जब वेश्म-च में प्रसृत होती है, यह और भी अधिक ठंडी हो जाती है। बाहरी नलिका से हवा जब फिर पम्प में पहुँचती है, तो फिर यही क्रम दोहराया जाता है। फलतः यह हवा इतनी ठंडी पड़ जाती है, कि भीतरी नलिका में द्रव बन जाती है। यह द्रव च-वेश्म में इकट्ठा होने लगता है, और इसे डीवार-फ्लास्क में (चित्र १०८) भरा जा सकता है।

क्लौडे-लिडे यंत्र—(१) इस यंत्र में हवा को पहले चूने या कॉस्टिक सोडा के विलयन में प्रवाहित करके कार्बन डिऑक्साइड से मुक्त कर लेते हैं। फिर संकोचक (compressor) द्वारा हवा ३० वायुमंडल दाब तक संकुचित कर ली जाती है। संकोच होने के कारण हवा गरम हो उठती है। इसे ठंडे पानी के प्रवाह से 15° तक के निकट ले आते हैं।

(२) अब इस हवा को ताप-विनिमायक (heat interchanger) में प्रवाहित करते हैं। इस विनिमायक में सम-केन्द्रक नालियाँ होती हैं। एक नली में होकर हवा प्रवाहित होती है, और दूसरे में यंत्र से बाहर निकलता हुआ अति ठंडा नाइट्रोजन या ऑक्सीजन। इसकी ठंडक से हवा की नमी (पानी) जम जाती है।

नलिकायें होती हैं। हवा भीतर वाली नलिका में बह कर जब वाल्व-घ तक पहुँचती है, इस स्थान पर एक छोटे छेद में होकर इसे बन्द वेश्म 'च' में घुसना पड़ता है। हीन दाब होने के कारण हवा में यहाँ प्रसरण होता है, और हवा ठंडी पड़ जाती है। यहाँ से ठंडी हवा बाहर वाली नलिका "छ" में होती हुई ऊपर चढ़ती है, और पम्प

"क" में पहुँच जाती है।

(३) अब इस संकुचित हवा से प्रसारण-इंजिन चलाया जाता है जिसका संबंध एक डायनेमो से भी होता है। प्रसारण के समय हवा का दाब ३० वायुमंडल से गिर कर ४ वायुमंडल तक हो जाता है। इस अवसर पर हवा का तापक्रम बहुत गिर (द्रवणांक के निकट तक) जाता है (जो ताप विसर्जित होता है उससे इंजिन चलता है)।

(४) ठंडी हवा फिर लिंडे-ऑक्सीजन स्तंभ में ले जायी जाती है। जिस समय हवा नीचे से ऊपर के स्तंभ में अनेक प्लेटों में होकर चढ़ती है, स्तंभ में ऊपर से नीचे की ओर ऑक्सीजन सम्पन्न द्रवीभूत हवा चूती रहती है। भीतर आने वाली हवा के संपर्क से द्रव वायु का कुछ अंश वाष्पीभूत होता है, क्योंकि नाइट्रोजन का क्वथनांक (-196°) ऑक्सीजन के क्वथनांक (-183°) से नीचा है; अतः पहले नाइट्रोजन वाष्पीभूत होता है, और जो द्रव हवा बच रही उसमें पहले की अपेक्षा अधिक ऑक्सीजन हो जाता है। इस प्रकार द्रव हवा में ५०-६० प्रतिशत ऑक्सीजन कर लिया जाता है। स्तंभ के नीचे के भाग में यह इकट्ठा हो जाता है।

अब जो हवा नीचे से ऊपर को आ रही थी, वह द्रव वायु के सम्पर्क में आकर कुछ अंश तक द्रवीभूत होने लगती है। इस क्रिया में पहले ऑक्सीजन द्रवीभूत होता है क्योंकि इसका क्वथनांक नाइट्रोजन के क्वथनांक से ऊँचा है। फल यह होता है कि भीतर आने वाली हवा का लगभग सभी ऑक्सीजन (९९%) द्रवीभूत हो जाता है। इस हवा में जो अब ९९% नाइट्रोजन बचा वह भी एक दूसरे स्थल पर आगे चल कर द्रवीभूत हो जाता है।

(५) यह द्रव नाइट्रोजन (जिसमें १% ऑक्सीजन है), फिर स्तंभ के ऊपर भाग में पहुँचाया जाता है, और फिर नीचे की ओर चुआया जाता है। यह जब भीतर आने वाली हवा के संपर्क में आता है, तो फिर ताप-विनिमय होता है, और सर्वथा शुद्ध नाइट्रोजन ही वाष्पीभूत होता है।

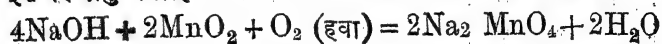
(६) स्तंभ के नीचे के भाग में जो ५०-६० प्रतिशत ऑक्सीजन इकट्ठा हुआ था, वह स्तंभ में आधी दूर तक ऊपर चढ़ाया जाता है। यहाँ इसका सभी नाइट्रोजन वाष्पीभूत हो जाता है, और इसका ऑक्सीजन अलग स्थान पर द्रवीभूत हो जाता है और इसे इकट्ठा करते हैं।

यह क्रम इसी प्रकार चलता रहता है।

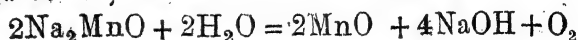
ऑक्सीजन बनाने की अन्य विधियाँ—(१.)

१८६६ में

टेस्सी डु मोटे (Tessie du Motay) ने यह देखा कि यदि भभकों में कार्बिक सोडा और मैंगनीज़ ड़िऑक्साइड का मिश्रण मध्यम रक्ततप्त किया जाय और फिर इस पर वायु प्रवाहित की जाय तो सोडियम मैंगनेट बनता है—



अब यदि तापक्रम बढ़ा कर चटक रक्ततप्त कर दिया जाय और ऊपर से भाप प्रवाहित की जाय, तो ऑक्सीजन निकलने लगता है—

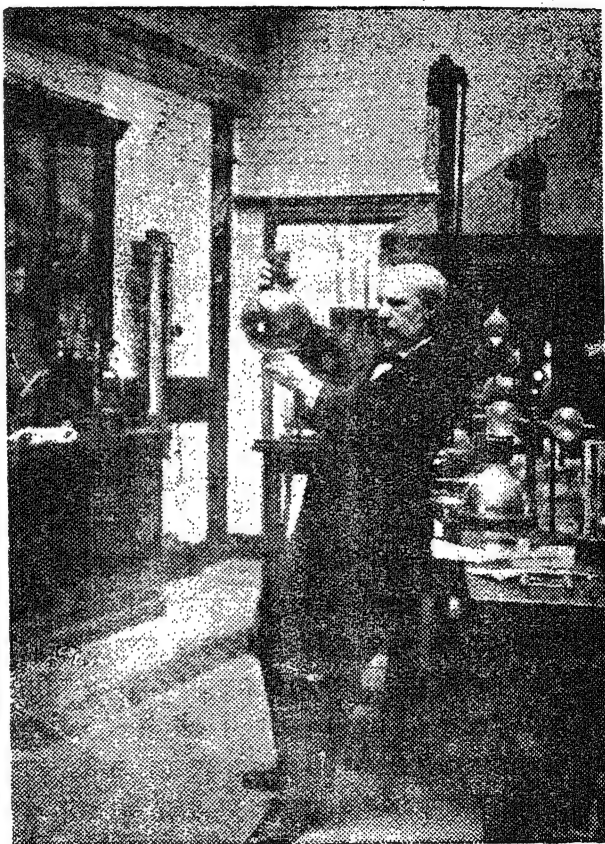


मानो तापक्रम की अपेक्षा से दोनों प्रतिक्रियायें उत्क्रमणीय हैं। फिर तापक्रम कम करके हवा प्रवाहित करते हैं, फिर मैंगनेट बनता है, तापक्रम फिर बढ़ा कर भाप प्रवाहित करते हैं, ऑक्सीजन मुक्त हो जाता है और यह क्रम चलता रहता है।

एक समय था कि पेरिस में इस विधि से हवा से

ऑक्सीजन पृथक्

किया जाता था। पर अब इस विधि का उपयोग नहीं करते हैं।

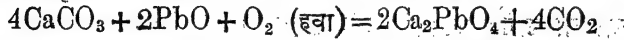


चित्र १०७—सर जेम्स डीवान

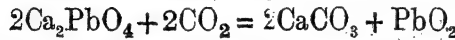
षष्ठ समूह के तत्व (१) — ऑक्सीजन

७७५

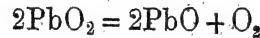
(२) सन् १८८६ में कैसनर (Kassner) ने यह देखा कि यदि खड़िया मिट्टी और लिथार्ज (PbO) के मिश्रण पर 600° पर हवा प्रवाहित की जाय, तो कैल्सियम प्लंबेट, Ca_2PbO_4 , बनता है।



अब यदि तापक्रम $700^\circ - 1000^\circ$ तक गिराया जाय, और भट्टी में से निकली हुई आर्द्र गैसों को (जिनमें मुख्यतः CO_2 होता है) इस पर से प्रवाहित करें, तो लेड परीक्साइड बनता है—



अब यदि लेड परीक्साइड को 500° तक गरम करें तो ऑक्सीजन मुक्त हो जावेगा—



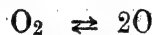
यह विधि व्यवहार-योग्य नहीं है।

(३) ग्रेम (Graham) ने यह देखा कि ऐसी रबर में से जो बल्केनाइज़ न हुई हो, ऑक्सीजन नाइट्रोजन की अपेक्षा $2\frac{1}{2}$ गुने वेग से निकलता है। अतः ऐसी रबर के थैले में से पारद-पम्प द्वारा हवा निकाली जाय तो बाहर निकली हुई हवा में ४२% के लगभग ऑक्सीजन हो जाता है (जिसमें जलती हुई चिनगारी मुलग उठती है)

ऑक्सीजन के गुण—ऑक्सीजन नीरंग, निर्गन्ध और निःस्वाद गैस है। द्रव ऑक्सीजन में हल्की सी नीलिमा होती है। द्रव ऑक्सीजन वायुमंडल के दाब पर -183° पर उबलता है। द्रव हाइड्रोजन की सहायता से इसे ठोस जमाया जा सकता है। ठोस ऑक्सीजन का रंग नील-श्वेत होता है, और इसका द्रवणांक -218° है। यह स्पष्टतः अनुचुम्बकीय (paramagnetic) है।

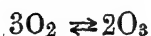
ऑक्सीजन पानी में बहुत कम घुलता है। 20° पर पानी के १०० आयतन में इसके ३ आयतन घुलते हैं। पर इतना कम चित्र १०८— घुला हुआ ऑक्सीजन ही जलजीवों के जीवन के लिए काफ़ी डीवार प्लास्क है। पिघली हुई चांदी में ऑक्सीजन विलेय है।

यदि ऊँचे तापक्रम तक गरम किया जाय तो ऑक्सीजन का थोड़ा सा विघटन हो जाता है—

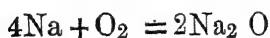
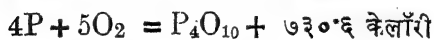
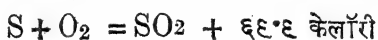
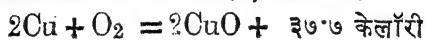


मूक (निःशब्द) विद्युत् विसर्ग के संपर्क से ऑक्सीजन ओज़ोन, O_3 , में परिणत हो जाता है



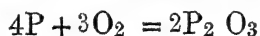


निष्क्रिय गैसों, हैलोजनों, चांदी, सोना और कुछ प्लैटिनम धातुओं को छोड़कर शेष सभी तत्वों से ऑक्सीजन सीधे संयुक्त हो जाता है, एक या अनेक प्रकार के ऑक्साइड, बनते हैं—

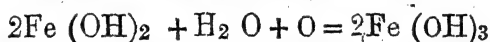


इनमें कुछ के साथ संयोग इस उग्रता के साथ होता है कि तत्व जलने लगते हैं। यह तब होता है, जब प्रतिक्रिया में प्रादुर्भूत ताप काफी अधिक हो, और यह ताप शीघ्र वेग से निकला हो। ताँबे में यह ताप कम है, और धीरे धीरे प्रादुर्भूत होता है। अतः ताँबा ऑक्सीजन में जलता नहीं है, धीरे धीरे इसका ऑक्साइड बनता है। सोडियम, मैगनीशियम आदि तत्वों में गरमी अधिक और शीघ्र प्रादुर्भूत होती है।

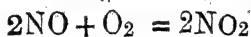
स्फेद फॉस्फोरस साधारण तापक्रम पर ही ऑक्सीजन से संयुक्त होता रहता है और त्रिऑक्साइड बनता है—



बहुत से-अस यौगिक भी ऑक्सीजन का ग्रहण करके-इक बन जाते हैं, जैसे सजल फेरस ऑक्साइड से फेरिक ऑक्साइड—



इसी प्रकार नाइट्रिक ऑक्साइड से नाइट्रोजन परीक्साइड बनता है—



सोडियम पायरोगैलेट (कास्टिक सोडा और पायरोगैलोल का मिश्रण) बहुत शीघ्र ऑक्सीजन शोषित करता है, और काला पड़ जाता है।

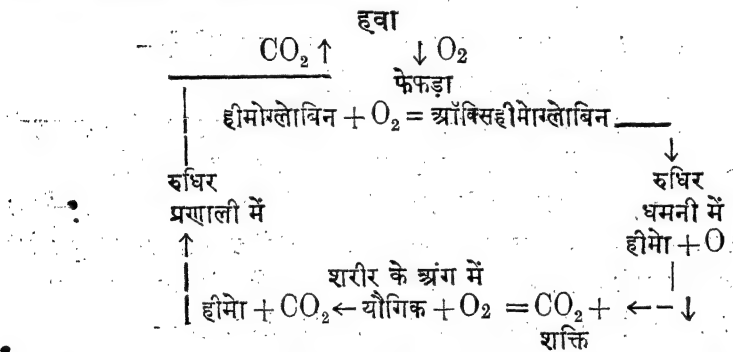
ऑक्सीजन के योग से अनेक यौगिकों के साथ महत्वपूर्ण प्रतिक्रियाएँ होती हैं जिनका उल्लेख यथा-स्थान किया गया है।

ऑक्सीजन के आधार पर ही हमारा जीवन निर्भर है।

हमारे शरीर में सूची-नलिकाओं में होकर प्रति मिनट ५-२५ लिटर तक रुधिर प्रवाहित होता रहता है। हमारे फेफड़ों में ३ लिटर के लगभग हवा रहती है, जो श्वास प्रतिक्रिया द्वारा बदलती रहती है। रुधिर में जितनी मात्रा कार्बन डाइऑक्साइड की होगी, उसी के अनुसार साँस लेने की

आवश्यकता पड़ेगी। कसरत करते समय शरीर में उपचयन शीघ्रता से होता है, और भोजन आदि से कार्बन डिऑक्साइड ज्यादा पैदा होता है। इस प्रकार रुधिर में कार्बन डिऑक्साइड की मात्रा बढ़ जाती है। इसे कम करने के लिए ही हमें जोर जोर से साँसें लेनी पड़ती हैं।

रुधिर में एक कार्बनिक संकीर्ण यौगिक हीमोग्लोबिन होता है। यह ऑक्सीजन के योग से ऑक्सिहीमोग्लोबिन बन जाता है। यह लाल होता है। इससे संपन्न होकर लाल रुधिर धमनियों से होता हुआ समस्त शरीर में चक्कर लगाता है। शरीर के प्रत्येक अंग को प्रति मिनट प्रति ग्राम के हिसाब से ३-१० मिलीग्राम ऑक्सीजन चाहिये। ऑक्सिहीमोग्लोबिन द्वारा यह ऑक्सीजन उनको प्राप्त होता रहता है। ऑक्सीजन दे डालने के बाद यह रुधिर प्रणालियों में होता हुआ फिर फेफड़ों में आ जाता है। यह चक्र निरन्तर चलता रहता है।

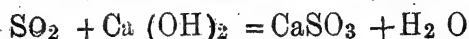


ऑक्साइड—तत्त्वों और ऑक्सीजन के योग से जो यौगिक बनते हैं उन्हें ऑक्साइड कहते हैं। इनको सुविधा के लिये निम्न वर्गों में विभाजित किया जा सकता है—

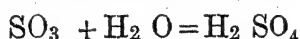
- | | |
|--------------------|--------------------|
| १. शिथिल ऑक्साइड | ४. उभयगुणी ऑक्साइड |
| २. आम्लिक ऑक्साइड | ५. परीक्साइड |
| ३. भास्मिक ऑक्साइड | ६. संयुक्त ऑक्साइड |

(१) शिथिल ऑक्साइड (Neutral oxides)—ये वे ऑक्साइड हैं, जो न तो एसिडों से संयुक्त होकर और न क्षारों से संयुक्त होकर लवण बनाते हैं। जैसे पानी (H_2O), कार्बन एक्साइड (CO), नाइट्रस ऑक्साइड (N_2O), नाइट्रिक ऑक्साइड (NO)।

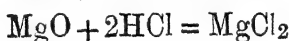
(२) आम्लिक ऑक्साइड (Acid oxides)—ये वे हैं जो क्षारों से संयुक्त होकर लवण बनाते हैं जैसे कार्बन द्विऑक्साइड, सल्फर द्विऑक्साइड आदि—



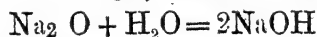
ये आम्लिक ऑक्साइड यदि पानी में विलेय हो तो घुल कर अम्ल बनाते हैं—



(३) भास्मिक ऑक्साइड (Basic oxides)—ये वे ऑक्साइड हैं जो अम्लों से संयुक्त होकर लवण बनाते हैं—

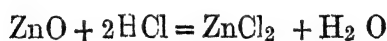
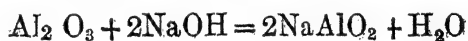
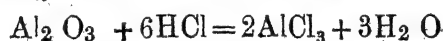


यदि ये पानी में घुलें, तो इनके विलयन क्षार देते हैं—

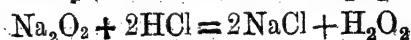
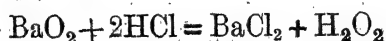


ये भास्मिक ऑक्साइड सर्वदा धातुओं के ही ऑक्साइड होते हैं। अधातुओं (और उपधातुओं) के ऑक्साइड भास्मिक ऑक्साइड नहीं होते।

(४) उभयधर्मा ऑक्साइड (Amphoteric oxides)—ये वे ऑक्साइड हैं जिनमें आम्लिक और भास्मिक दोनों ऑक्साइडों के गुण होते हैं, अर्थात् वे ऐसिड के योग से भी लवण बनाते हैं, और क्षारों के योग से भी। जैसे ऐल्यूमीनियम, जस्ता या बंग के ऑक्साइड—

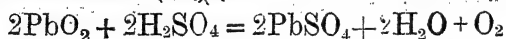


(५) परीक्साइड (Peroxides)—ये वे हैं जो हलके अम्लों के योग से हाइड्रोजन परीक्साइड देते हैं—

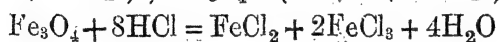


लेड परीक्साइड या मैंगनीज़ द्विऑक्साइड वस्तुतः परीक्साइड नहीं हैं।

ये कठिनता से अम्लों से प्रतिकृत होते हैं, और प्रतिक्रिया में निम्न ऑक्साइड का लवण और ऑक्सीजन (हाइड्रोक्लोरिक के साथ तो क्लोरिन) मिलता है।



(६) संयुक्त ऑक्साइड (Compound oxides) — ये बहुधा दो ऑक्साइडों के संयोग से बने होते हैं, और एसिडों के योग से प्रत्येक ऑक्साइड के लवण देते हैं। जैसे $\text{Fe}_3\text{O}_4 = (\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3)$; $\text{Pb}_3\text{O}_4 = (2\text{PbO} + \text{PbO}_2)$; $\text{Mn}_3\text{O}_4 = (2\text{MnO} + \text{MnO}_2)$ ।



ओज़ोन, O_3

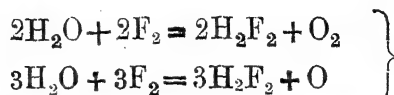
[Ozone]

सन् १७८५ में वान मरम (Van Marum) ने यह देखा कि विजली की मशीन के निकट की हवा में एक विशेष गन्ध आने लगती है, और इस हवा में रखने पर पारे पर मैल जमने लगता है। सन् १८०१ में क्रुइकशैंक द्वारा जिस समय ऑक्सीजन तैयार किया जा रहा था। (Cruickshank) क्रुइकशैंक ने भी इस ऑक्सीजन में इस प्रकार की गन्ध का अनुभव किया। पर इन लोगों ने यह न बताया कि यह गन्ध किसी और गैस के बनने के कारण है। १८४० में शौनबाइन (Schonbein) ने यह बात जानी और नयी गैस का नाम ओज़ोन रक्खा। 'ओज़ो' ग्रीक शब्द है जिसका अर्थ "मैं सूँघता हूँ" है। शौनबाइन ने यह देखा कि यदि आर्द्र वायु में फॉस्फोरस का धीमा उपचयन हो, तो भी ओज़ोन बनता है, और उसने यह भी बताया कि ओज़ोन पोटैसियम आयोडाइड विलयन के साथ आयोडीन मुक्त करता है।

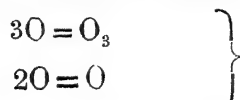
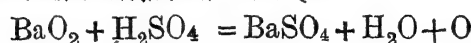
समुद्र के तट पर पायी जाने वाली वायु में भी ओज़ोन की कुछ मात्रा होती है। गाँवों की हवा में भी थोड़ा सा ओज़ोन होता है। स्पेक्ट्रोस्कोप द्वारा देखा गया है, कि ऊपरी वायुमंडल में भी थोड़ा सा ओज़ोन है। हवा के १०७ भाग में १ भाग से अधिक कभी ओज़ोन नहीं देखा गया। समुद्र के खारी पानी से जो मीठी के रूप में वाष्पीकरण होता है, वही समुद्रस्थ ओज़ोन के बनाने में सहायक होता है, ऐसी कुछ लोगों की धारणा है। ओज़ोन विषैली गैस है। २०००० भाग हवा में यदि १ भाग से अधिक ओज़ोन होगा, तो श्लैष्मिक कला पर इसका दूषित प्रभाव पड़ने लगेगा।

अनेक प्रतिक्रियाओं में जिनमें उपचयन धीरे धीरे हो रहा हो ऑक्सीजन के साथ कुछ ओज़ोन की उत्पत्ति भी होती है। जैसे—

१. फ्लोरीन और पानी के योग से जो ऑक्सीजन बनता है, उसमें ओज़ोन होता है—



२. सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और बेरियम परॉक्साइड की प्रतिक्रिया में ऑक्सीजन के साथ ओज़ोन भी बनता है—



३. पोटैशियम परमैंगनेट एवं पोटैशियम दिक्रोमेट और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया में भी यह कुछ बनता है—

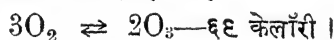


४. तप्त मैंगनीज़ ट्राइऑक्साइड पर ऑक्सीजन प्रवाहित करने पर भी थोड़ा सा ओज़ोन बनता है।

५. अमोनियम परसल्फेट को नाइट्रिक एसिड के साथ गरम करने पर भी यह बनता है—



जिस समय ऑक्सीजन से ओज़ोन बनता है, निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार ताप का काफ़ी शोषण होता है—

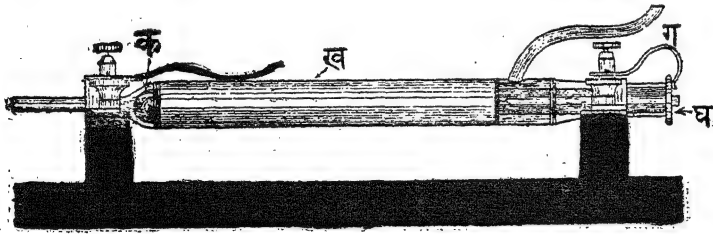


इसके अनुसार ३०००° से ऊपर के तापक्रम पर ही ओज़ोन की अधिक मात्रा में बनना संभव है। और होता भी ऐसा ही है पर यदि गरम ऑक्सीजन प्रतिक्रिया के क्षेत्र से तत्क्षण हटा नहीं लिया जायगा, और तत्क्षण ही जब तक इसे ठंडा न कर दिया जायगा, ओज़ोन साधारण तापक्रम तक पहुँचते पहुँचते सब विभाजित हो जायगा।

निःशब्द विसर्ग द्वारा ओज़ोन बनाना—जिस उपकरण में ऑक्सीजन से ओज़ोन बनता है, उसे “ओज़ोनाइजर” या ओज़ोनोत्पादक कहते हैं। ये कई प्रकार के बनाये गये हैं। इनमें सबसे अधिक सुविधाजनक ब्रोडी

(Brodie) का है जो सीमेज (Siemens, १८५८) के उपकरण का परिवर्द्धित रूप है ।

ओज़ोनाइज़र में एक चौड़ी नली के भीतर दूसरी कम चौड़ी नली होती है । दोनों नालियों के बीच में जो रिक्त स्थान होता है, उसमें होकर ऑक्सीजन धीरे धीरे प्रवाहित करते हैं । भीतर की नली में हलका सलफ्यूरिक एसिड या तृतीये का विलयन रहता है । और फिर समस्त उपकरण को उसी द्रव्य के विलयन से भरे बेलन में रखते हैं । एक अच्छे रुमकौर्फ-वेष्टन (Ruhmkorff coil) के दोनों तार इन दोनों विलयनों में डुबाये जाते हैं । ये विलयन एलेक्ट्रोड (विद्युत् द्वार) का भी काम करते हैं, और ये उपकरण को ठंडा भी रखते हैं । वेष्टन जिस समय चलाया जाता है, काँच की नलियों के पृष्ठ पर नील-वैज्ञनी रंग की आभा प्रगट होती है, और सी-सी की सी शीत्कार ध्वनि भी सुनाई देती है । प्रयत्न यह करना चाहिये कि जितना हो सके कम ही चिनगारियाँ निकलें, क्योंकि ये चिनगारियाँ ओज़ोन का विभाजन कर देती हैं । प्रतिक्रिया में जो ओज़ोन बनता है वह काँच की नलियों द्वारा यथेष्ट स्थान पर ले जाया जाता है । यह ध्यान रखना चाहिये कि उपकरण में ओज़ोन के संपर्क में आने वाले समस्त जोड़ घिसे काँच के, पैराफिन मोम के या साधारण कार्य के हों । रबर को ओज़ोन बहुत शीघ्र खा जाता है ।



चित्र १०६—सीमेज ओज़ोनाइज़र

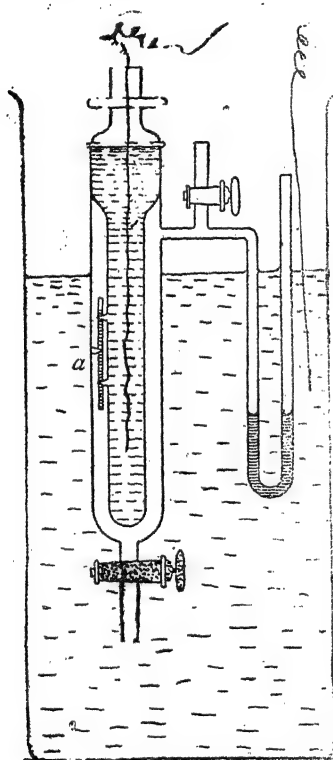
शुद्ध ऑक्सीजन न लेकर हवा से भी ओज़ोन बनाया जा सकता है, पर ऐसी स्थिति में ओज़ोन की कम मात्रा बनती है और ओज़ोन के साथ नाइट्रोजन पंचौक्साइड की अशुद्धि भी मिली रहती है ।

यदि ऑक्सीजन को 0° तक ठंडा कर लिया जाय, और शक्तिशाली वेष्टन का उपयोग किया जाय, और चिनगारियाँ निकलने ही न दी जाय, तो लगभग २५% ऑक्सीजन ओज़ोन में परिणत किया जा सकता है ।

ओज़ोन का सूत्र—ओज़ोन का सूत्र निश्चित करने में काफी कठिनाई रही, क्योंकि न तो यह शुद्ध रूप में बहुत दिनों तक तैयार किया जा सका, और न देर तक बिना विभक्त हुये रह ही सकता है।

ओज़ोन मिश्रित ऑक्सीजन को गरम करने पर केवल ऑक्सीजन ही मिला, जिससे स्पष्ट है कि ओज़ोन में ऑक्सीजन के अतिरिक्त और कुछ नहीं है। अतः इसका सूत्र O_3 हुआ।

ओज़ोन का स्पष्ट सूत्र निश्चित करने में इस बात से सहायता मिली



कि तारपीन का तेल ओज़ोन को पूर्णतः शोषित कर लेता है। नीचे दिये हुये न्यूथ (Newth, १८६६) के उपकरण द्वारा (चित्र ११०) ओज़ोन का संगठन मालूम किया जा सकता है। बाहरी और भीतरी नली के बीच के रिक्त स्थान में हवा ली जाती है। भीतरी नली में हल्का सलफ्यूरिक एसिड है। बाहरी और भीतरी नली में एक स्थान पर थोड़ा सा कटियादार स्थान है जिसमें तारपीन तेल से भरी एक बन्द छोटी सी नली फँसाकर रख दी जाती है। सारे उपकरण को एक दूसरे पात्र में जिसमें हल्का सलफ्यूरिक एसिड होता है, रखा जाता है। इस पात्र के अम्ल में और भीतरी नली के अम्ल में बिजली के तार डुबो दिये जाते हैं। उपपादन वेष्टन (induction coil) से इन तारों का सम्बन्ध कर दिया जाता है। निःशब्द विसर्ग के

चित्र ११०—ओज़ोन की रचना प्रवाहित होने पर हवा का कुछ अंश ओज़ोन बन जाता है। अतः संकोच आरम्भ होता है, और U नली (बुल्लि-नली) में सलफ्यूरिक एसिड बायीं ओर को ऊपर उठता है। मान लो कि 'न' सेण्टीमीटर उठा। तारपीन की नली अब तोड़ देते हैं। तारपीन के

तेल में ओज़ोन शोषित हो जाता है, और इसलिये अब कुछ और संकोच हुआ। मान लो कि “म” सेण्टीमीटर के बराबर। इससे स्पष्ट है कि जब “म” से ० मी० के तुल्य ओज़ोन बनता है, तो आयतन में “न” से ० मी० के तुल्य संकोच होता है।

प्रयोग में यह देखा गया कि “म” “न” का सदा दुगुना है। $m = 2n$ यदि ओज़ोन का सूत्र O_3 है तो—

$$2O_3 = 3O_2$$

अर्थात् ऑक्सीजन के ५ आयतन से ओज़ोन के २ आयतन बनते हैं।

अतः आयतन में $m = 2$ । अतः

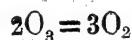
$$\frac{n}{m} = \frac{y-2}{2}$$

$$\text{पर } n/m = \frac{1}{2}, \therefore \frac{y-2}{2} = \frac{1}{2}, \text{ अतः } y = 3$$

इस प्रकार ओज़ोन का सूत्र O_3 हुआ।

ओज़ोन के गुण—साधारणतया १५-२०% प्रतिशत सान्द्रता से अधिक का ओज़ोन नहीं मिलता। ऊँची सान्द्रताओं पर इस गैस में कुछ नीला-सा रंग होता है। द्रव ओज़ोन गहरे बैंगनी नीले रंग का होता है (द्रव ऑक्सीजन के सम्पर्क से यह द्रवीभूत किया जा सकता है)। शुद्ध द्रव ओज़ोन का क्वथनांक -112.4° है। यह द्रव काफी स्थायी है, पर कार्बनिक अशुद्धियों के योग से इसमें विस्फोट हो जाता है। द्रव ओज़ोन अनुचुम्बकीय है। द्रव हाइड्रोजन के सम्पर्क से द्रव ओज़ोन ठोस हो जाता है, जिसका द्रवणांक -248.6° है। ओज़ोन का चरम तापक्रम -5° है।

गरम होने पर ओज़ोन का विभाजन आरम्भ होता है। 300° पर क्षण भर में ओज़ोन ऑक्सीजन में परिणत हो जाता है।

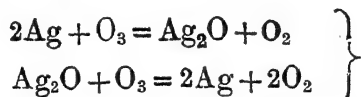


प्रतिक्रिया में विस्फुरण भी होता है।

ऑक्सीजन की अपेक्षा ओज़ोन पानी में अधिक विलेय है। ऐसीटिक ऐसिड, या कार्बन चतुःक्लोराइड में इसका विलयन नीले रंग का होता है। पारे पर ओज़ोन का विशेष प्रभाव पड़ता है—पारे का अर्धेन्दु (meniscus) इसके सम्पर्क से नष्ट हो जाता है। ऐसा पारा काँच के पृष्ठ पर अच्छी तरह

चिपक कर दर्पण बनाता है। ओज़ोन से प्रभावित पारे को यदि पानी के साथ खलभलाया जाय तो फिर पारे में पूर्व-गुण आ जाते हैं। संभवतः पारे और ओज़ोन की प्रतिक्रिया से Hg_2O बनता है जो पारे में विलेय है।

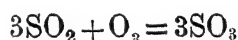
ओज़ोन का उत्प्रेरणात्मक विभाजन चाँदी, प्लैटिनम, पैलेडियम धातुओं से एवं मैंगनीज़, कोबल्ट, लोहे, सीसे और चाँदी के ऑक्साइडों के संपर्क से हो जाता है। चाँदी के साथ प्रतिक्रियाओं की निम्न श्रृंखला आरम्भ होती है—



काँच के चूरे के साथ हिलाने पर भी ओज़ोन का विभाजन हो जाता है।

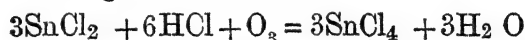
ओज़ोन के साथ प्रतिक्रियायें—ओज़ोन प्रबल उपचायक गैस है—

(१) गन्धक द्विऑक्साइड को यह त्रिऑक्साइड में परिणत करता है—

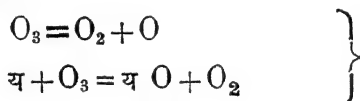


इस प्रतिक्रिया में ओज़ोन के पूरे अणु का उपयोग होता है।

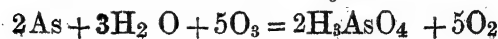
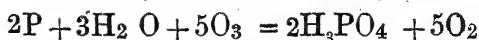
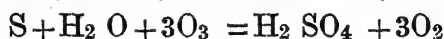
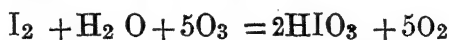
(२) यह स्टैनस क्लोराइड को स्टैनिक क्लोराइड में परिणत करता है। इसमें भी पूरे अणु का उपयोग होता है—



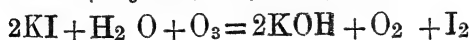
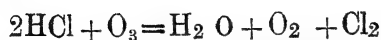
अन्य उपचयन-प्रतिक्रियाओं में ओज़ोन का एक ऑक्सीजन परमाणु ही काम आता है—



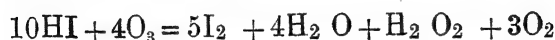
(३) सजल आयोडीन से आयोडिक ऐसिड, सजल गन्धक से सल्फ्यूरिक ऐसिड, फॉस्फोरस से फॉस्फोरिक ऐसिड और आर्सेनिक से आर्सेनिक ऐसिड (सब से उच्चतम ऑक्सि-ऐसिड) बनते हैं—



(४) हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ ओज़ोन के योग से क्लोरीन मुक्त होता है, इसी प्रकार हाइड्रोब्रोमिक एसिड से ब्रोमीन और हाइड्रो-आयोडिक एसिड से आयोडीन मुक्त होता है (आम्ल पोटैसियम आयोडाइड ले सकते हैं)



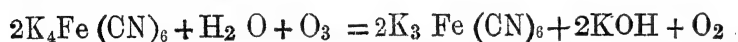
अथवा



(५) अमोनिया उपचित होकर अमोनियम नाइट्राइट या नाइट्रेट देती है—



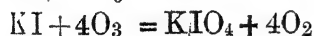
(६) पोटैसियम फेरोसायनाइड का विलयन पोटैसियम फेरिसायनाइड में परिणत हो जाता है—



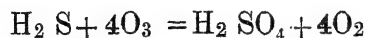
(७) शुष्क आयोडीन ओज़ोन के योग से हरा सा चूर्ण देता है जो I_4O_9 है—



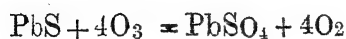
(८) पोटैसियम आयोडाइड का क्षारीय विलयन ओज़ोन से आयोडेट, KIO_3 और परआयोडेट, KIO_4 , देता है—



(९) हाइड्रोजन सल्फाइड गैस और ओज़ोन के योग से सल्फ्यूरिक एसिड बनता है—

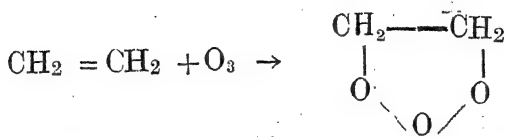
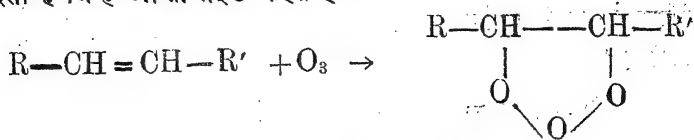


लेड सल्फाइड और ओज़ोन के योग से लेड सल्फेट बन जाता है—



(१०) जिन कार्बनिक यौगिकों में द्विगुण बन्ध (एथिलिनिक बन्धन)

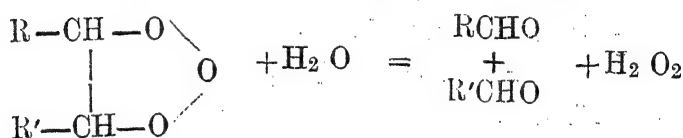
होते हैं, उनके साथ ओज़ोन युक्त होकर विशेष रवेदार विस्फोटक पदार्थ देता है जिन्हें ओज़ोनाइड कहते हैं—



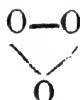
एथिलीन

ओज़ोनाइड

ये ओज़ोनाइड पानी के योग से ऐलडीहाइड देते हैं।



ओज़ोन का सूत्र—ओज़ोनाइडों के समान यौगिकों की रचना से स्पष्ट है, कि ओज़ोन में तीनों परमाणु परस्पर शृंखलाबद्ध हैं,—O—O—O—, अतः यह निम्न सूत्र से चित्रित किया जा सकता है—



हमने प्रतिक्रियाओं में यह भी देखा कि ओज़ोन के अधिकतर एक परमाणु ऑक्सीजन का उपचयन में उपयोग होता है, अतः एक ऑक्सीजन अन्य दोनों ऑक्सीजनों से भिन्न होना चाहिये। इस युक्ति के आधार पर निम्न दो संगठनों का प्रस्ताव हुआ है—



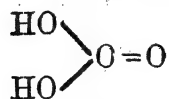
एक ऑक्सीजन चतुःसंयोज्य

दो ऑक्सीजन चतुःसंयोज्य

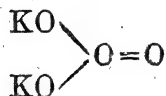
अन्य दो द्विसंयोज्य

और एक द्विसंयोज्य

ओज़ोन का जलीय विलयन नीले लिटमस को पहले तो लाल करता है, और बाद में नीरंग। संभवतः विलयन में ओज़ोनिक एसिड हो—



ओज़ोन और कार्बिक पोटाश के योग से एक पीला परीक्साइड, K_2O_4 , भी बनता है जो बायर और विलिजर (Baeyer and Villiger) के मतानुसार पोटेसियम ओज़ोनेट है—



पर यह अम्ल के योग से ओज़ोन नहीं देता, केवल हाइड्रोजन परीक्साइड और ऑक्सीजन देता है।

ओज़ोन की पहिचान—ओज़ोन की पहिचान पारे द्वारा आसानी से जा सकती है। जैसा कहा जा चुका है, इसके संपर्क में आने पर पारे के रूप में परिवर्तन हो जाता है, और यह काँच पर चिपकने लगता है।

इसकी अन्य प्रतिक्रियायें दूसरे उपचायक पदार्थों के समान ही हैं, अतः उन पर बहुत विश्वास नहीं कर सकते। यदि कोई गैस पोटेसियम आयोडाइड के विलयन में से ठंडे तापक्रम पर ही आयोडीन मुक्त करे, पर वह गैस तर्त नली में प्रवाहित होने के बाद ठंडे तापक्रम पर आयोडाइड के विलयन में से आयोडीन न दे, तो यह या तो ओज़ोन है या हाइड्रोजन परीक्साइड।

अब यदि पोटेसियम परमैंगनेट के बहुत हलके विलयन पर इस गैस का प्रभाव पड़ जाय तो यह हाइड्रोजन परीक्साइड है, पर यदि इस हलके परमैंगनेट विलयन पर प्रभाव न पड़े, तो यह ओज़ोन है।

“टेट्रा मेथिल बेस” (चतुः मेथिल, द्विएमिनो द्विफेनिल मेथेन) के अधिक विलयन से तर कागज ओज़ोन के योग से बैजनी, नाइट्रोजन ऑक्साइड के योग से भूसे के रंग से पीले, और क्लोरीन या ब्रोमीन के योग से गहरे नीले पड़ जाते हैं। हाइड्रोजन परीक्साइड का इन पर असर नहीं होता।

बैजिडीन से तर कागज ओज़ोन से भूरे, नाइट्रोजन ऑक्साइडों से नीले और क्लोरीन से पहले नीले और बाद को लाल पड़ जाते हैं। हाइड्रोजन परीक्साइड का इन पर असर नहीं होता।

प्रश्न

१. वायु से व्यापारिक मात्रा में ऑक्सीजन कैसे प्राप्त करते हैं ? इसमें उपयोग होने वाले सिद्धान्त की विवेचना करो । (आगरा, १९४०)
२. हाइड्रोजन परोक्साइड के विलयन का सान्द्रिकरण कैसे करते हैं ? इसकी कुछ "अपचायक" प्रतिक्रियाओं का उल्लेख करो ।
३. ओज़ोन बनाने की विधियाँ क्या हैं ? ओज़ोन और हाइड्रोजन परोक्साइड की तुलना करो ?
४. ओज़ोन का संगठन किस प्रकार निर्धारित किया जाता है ? ओज़ोनाइड क्या हैं ?
५. ओज़ोन की पहिचान किन प्रतिक्रियाओं द्वारा की जाती है ?

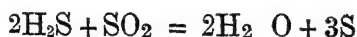
अध्याय २०

पंचम समूह के तत्त्व (२)--गन्धक

[Sulphur]

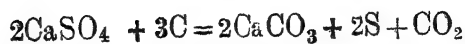
अति प्राचीन काल से गन्धक हमारा परिचित पदार्थ रहा है। यूनान और रोम के लोग गन्धक का उपयोग धुआँ देने में करते थे, और गन्धक धूम में कपड़ों को सफेद करना भी वे जानते थे। मध्य युग में गन्धक का उपयोग ओषधियों में भी होने लगा था। हमारे 'भारतवर्ष' में द्राव-चूर्ण (बारूद) का सबसे पहले आविष्कार हुआ जो सुवर्चि (शोरा), गन्धक और सेडुड वृक्ष के कोयले से बनाया जाता था। अन्य देशों में भी गन्धक का उपयोग गोला बारूद में बहुत हुआ। जब से सल्फ्यूरिक एसिड का व्यवसाय बढ़ा, गन्धक को अधिक महत्त्व प्राप्त हो गया, और आज तो गन्धक की सम्पन्नता के आधार पर ही देश की सम्पन्नता समझी जाती है।

अनेक स्थलों पर गन्धक मुक्त अवस्था में पाया जाता है। ज्वालामुखी के पार्श्व-प्रदेशों में यह बहुत मिलता है। यहाँ यह सल्फर ट्रिआक्साइड और हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से बना करता है—



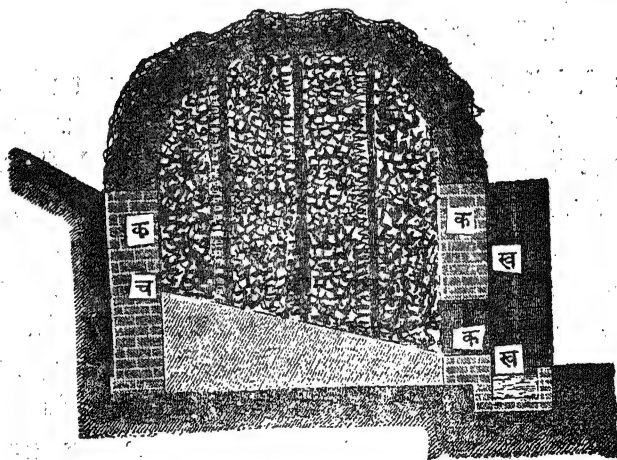
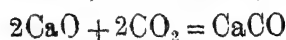
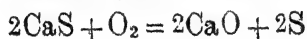
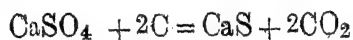
खनिजों में गन्धक सल्फाइड और सल्फेट रूप में पाता जाता है। माक्षिक या पायराइटोर्जों से गन्धक निकालना आसान है। ये माक्षिक धातुओं के सल्फाइड हैं, जैसे लोहे माक्षिक, FeS_2 , ताम्रमाक्षिक, Cu_2S , Fe_2S_3 ; जिंक ब्लेंड या यशद सल्फाइड, ZnS ; गेलीना या सीस सल्फाइड, PbS । सल्फेटों में तो जिप्सम या सिलखड़ी जो कैल्सियम सल्फेट, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, है, अधिक प्रसिद्ध है, और बहुधा इससे गन्धक प्राप्त करने का प्रयत्न किया जाता है। भारी स्फार (heavy spar) BaSO_4 ; क्लीस, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; तूतिया $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, आदि और भी सल्फेट हैं जो प्रसिद्ध हैं।

बहुधा यह देखा गया है कि जहाँ खानों में गन्धक होता है, वहाँ जिप्सम और कैल्सियम कार्बोनेट दोनों पाये जाते हैं। ऐसा अनुमान है कि कार्बनिक पदार्थों द्वारा अपचित होकर जिप्सम ही गन्धक और कैल्सियम कार्बोनेट में परिणत हो गया है।



हमारे दैनिक व्यवहार की बहुत सी चीजों में भी गन्धक होता है। जैसे सरसों के तेल में, अंडे की सफेदी में। प्याज़ और लहसुन की सूर भी गन्धक यौगिकों के कारण है। शरीर के बालों में भी गन्धक होता है। थोड़ा सा बाल लेकर परख नली में कास्टिक सोडा के साथ गलाओ। विलयन में कोई चाँदी की दुअन्न-चवन्नी डालो। तुम देखोगे कि ये सिक्के काले पड़ गये क्योंकि Ag_2S बना।

गन्धक का व्यवसाय—सिसिली का गन्धक—सिसिली में जो प्राकृतिक गन्धक मिलता है, उसमें २४ प्रतिशत गन्धक होता है और शेष जिप्सम और मिट्टी होती है। जैसा ऊपर कहा जा चुका है, यह गन्धक जिप्सम के कार्बनिक यौगिकों द्वारा अपचित होने पर बना है। ऐसा हो सकता है कि प्रतिक्रिया में पहले कैल्सियम सल्फाइड बना हो, और फिर इस सल्फाइड का उपचयन हुआ हो—

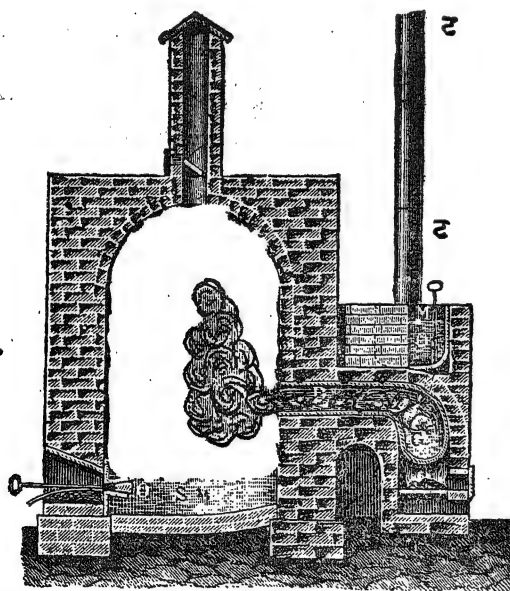


चित्र १११—केलकेरोनी

गन्धकवाली शिलाओं को जब गरम किया जाता है, तो शुद्ध गन्धक पिघल कर नीचे को बह आता है। इस काम के लिये ईंटों की भट्टी बनाई जाती है जिसे कैलकेरोनी (calcaroni) कहते हैं। यह भट्टी पहाड़ी के ढाल पर बनाते हैं। शिला के टुकड़ों को इसमें भर देते हैं, और थोड़ी थोड़ी दूर पर हवा के लिए मार्ग छोड़ देते हैं। भट्टी के ऊपर मुँह पर आग सुलगाते हैं। लगभग ३० प्रतिशत गन्धक के जलने पर इतनी गरमी पैदा होती है, जिससे शेष गन्धक गल जाता है। गला हुआ गन्धक लकड़ी के साँचों में इकट्ठा किया जाता है, और इन्हीं में इसे जमा लेते हैं।

इस गन्धक में लगभग दो प्रतिशत मिट्टी आदि होती है। सिसिली से यह गन्धक फ्रांस के नगर भारसाइ में शोधन के लिये भेजा जाता है।

गिल (Gill) भट्टी—यह कैलकेरोनी भट्टी की अपेक्षा बहुत अच्छी है।



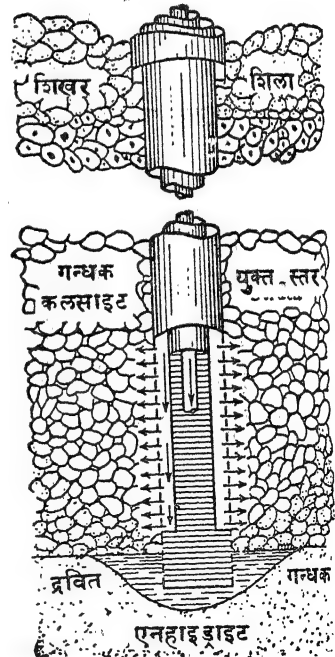
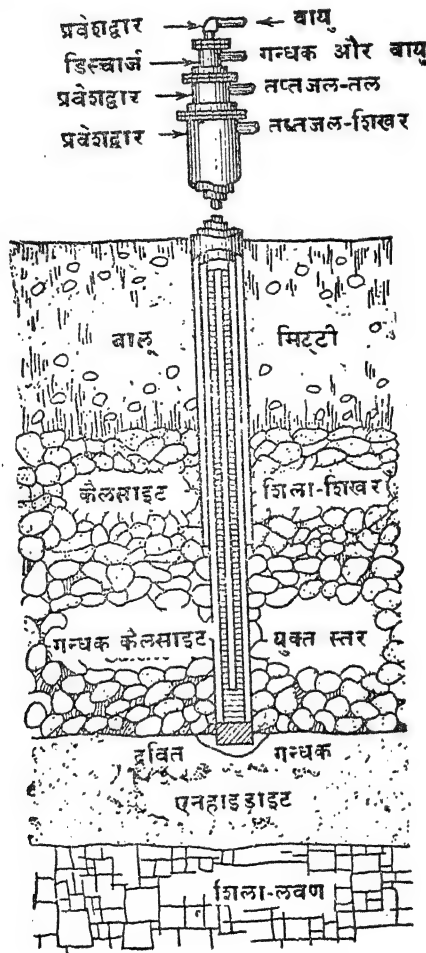
इसमें कई प्रकोष्ठ होते हैं जिनकी छतें मिल कर एक गुम्बज सी हो जाती हैं। इस भट्टी में गन्धक वाली शिलाओं के टुकड़े और कुछ कोयले मिला कर रखते हैं। एक प्रकोष्ठ में गन्धक गलाया जाता है, और फिर इस प्रकोष्ठ में से हवा प्रवाहित की जाती है। यह हवा

यहाँ से गरमी लेकर आगे बढ़ती है, और दूसरे प्रकोष्ठ में घुसती है जिसमें कुछ गन्धक जलता होता है। यह जलता हुआ गन्धक अपनी गरमी से भट्टी के शेष गन्धक को गला देता है। यहाँ से गरम गैसों और प्रकोष्ठों में घुसती हैं,

और इस प्रकार सब प्रकोष्ठों के गन्धक को गला देती हैं। इस भट्टी की अतः विशेषता यह है कि इसमें ताप की बरबादी नहीं होने पाती।

इस प्रकार प्राप्त गन्धक में २-१० प्रतिशत तक अशुद्धियाँ होती हैं। बहुत से कामों के लिये (जैसे सल्फ्यूरिक एसिड का व्यवसाय) यह मामूली गन्धक ही अच्छा है, पर यदि बारूद के लिये गन्धक बनाना हो तो वह शुद्ध होना चाहिये। गन्धक के शोधन के लिये लोहे या आग्नेय ईंटों के

भभकों का प्रयोग करते हैं। भभकों को नीचे से गरम करते हैं। गन्धक की जो भापें उठती हैं उनकी गरमी से एक और डेग गरम होता रहता है, जिसमें भी कच्चा गन्धक भरा होता है। इस



चित्र ११३—फ्रैश या लूसियाना विधि

प्रकार भापों की गरमी बरबाद नहीं होने पाती। भभके में से गन्धक की भापें एक बड़े कमरे में जाती हैं। यहाँ ठंडी होने पर पहले तो ये गन्धक पुष्प (flowers) देती हैं, पर बाद को जब कमरा गरम हो उठता है, ये भापें द्रवीभूत होकर द्रव गन्धक देती हैं, जिन्हें लकड़ी के साँचों में ढाल लिया जाता है। गन्धक के इन दोकों को “ब्रिमस्टोन” कहा जाता है।

लूसियाना (Louisiana) या फ्रैश (Frasch) विधि—अमरीका के लूसियाना और टेक्साज़ में भूमि के लगभग ५०० फुट नीचे गन्धक की शिलायें हैं। इन शिलाओं के ऊपर ६० फुट तक तो चूने का पत्थर है, और ४०० फुट तक ऊपर मिट्टी और बालू है। गन्धक का स्तर लगभग १२५ फुट मोटा है। इस स्तर में गन्धक ६०-७० प्रतिशत मात्रा में है। इस गन्धक को पृथ्वी की इतनी गहराई में से प्राप्त करना बड़ी कठिन समस्या थी। बीच में पानी का स्तर भी पड़ता है, और इसलिये गन्धक के स्तर तक पहुँचना दुरूह था। यहाँ विषैली गैसों भी बहुत हैं, जिनके कारण वह काम करना और भी आपदासम्पन्न है। इस समस्या का समाधान हारमेन फ्रैश (Harman Frasch) नामक व्यक्ति ने किया।

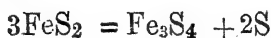
फ्रैश विधि इस प्रकार है। दाब के भीतर अतितप्त करके पानी गन्धक स्तर तक भेजा जाता है। इसकी गरमी से गन्धक पिघल जाता है, और पिघले गन्धक और पानी का इमलशन संकुचित वायु की सहायता से ऊपर ले आया जाता है। इस काम के लिये समकेन्द्रक चार मोटे नल स्तर तक पहुँचाये जाते हैं। बाहरी दो नलों (१, २) में होकर १७०°-१८०° तक दाब (१४० पौंड) के भीतर गरम किया पानी बहाया जाता है। सब से बीच वाले नल (४) में होकर संकुचित हवा प्रवाहित होती है। जो बीच में एक नल (सं० ३) बचा उसमें से होकर गन्धक-पानी-हवा का झागदार इमलशन ऊपर उठ आता है।

इस प्रकार के एक एक कुएँ से प्रति दिन ५०० टन गन्धक (६६-६५ प्रतिशत शुद्धता का) प्राप्त हो सकता है। यह गन्धक बहुत सस्ता पड़ता है।

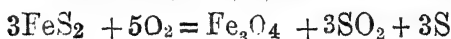
इस विधि का मूल आधार यह है कि १४० पौंड दाब पर पानी का जो क्वथनांक है, वह गन्धक के द्रवणांक से अधिक है।

लोह माक्षिक से गन्धक प्राप्त करना—(१) मिट्टी के भभकों में

लोह मात्निक को जब गरम किया जाता है, तो निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार गन्धक प्राप्त होता है—



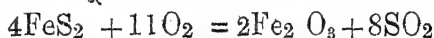
(२) यदि लोह मात्निक का जारण वायु की नियमित मात्रा में किया जाय, तो गन्धक द्विऑक्साइड के साथ साथ गन्धक भी मिलता है—



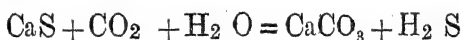
(३) यदि लोहे के सल्फाइड को कार्बन द्विऑक्साइड के वातावरण में 1000° तक गरम करें, तो कुछ गन्धक मिलता है—



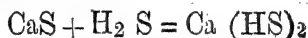
लोह मात्निक के जारण से बहुधा गन्धक द्विऑक्साइड तैयार करते हैं, और इसका उपयोग सल्फ्यूरिक एसिड के व्यवसाय में किया जाता है।



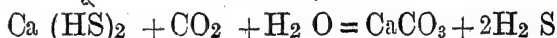
चार-अवशेषों से गंधक प्राप्त करना—लीब्लांक विधि में जो चार-अवशेष कैल्सियम सल्फाइड होता है, उससे चान्स-क्लौस (Chance Claus) विधि द्वारा कुछ गन्धक प्राप्त करते हैं। इस अवशेष, CaS , को पानी में छितरा लेते हैं, और चूने के भट्टों में से निकले धूम (CO_2 , नाइट्रोजन, आदि) द्वारा इसे प्रतिकृत करते हैं—



भट्टे के धूम में इतना नाइट्रोजन होता है, कि उसकी अपेक्षा से प्रतिक्रिया में बना H_2S बहुत कम है। अतः एक दूसरे कार्बोनेटर में फिर यह गैस प्रवाहित की जाती है जहाँ यह कैल्सियम सल्फाइड से प्रतिकृत होकर हाइड्रोसल्फाइड बनाती है—

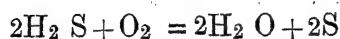


जब पहले पात्र का सब कैल्सियम सल्फाइड विभाजित हो जाय, तो भट्टी का धूम वहाँ से हटा कर दूसरे कार्बोनेटर में प्रवाहित कर दिया जाता है—



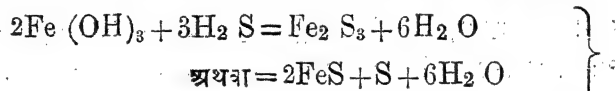
इस प्रकार अब गैसीय मिश्रण में पहले की अपेक्षा दुगुना H_2S होता है। इस हाइड्रोजन सल्फाइड को गैस की बड़ी टंकियों में पानी के ऊपर इकट्ठा कर लेते हैं (पानी पर एक तह तेल की रक्खी जाती है)। अब इस गैस में हवा मिलायी जाती है।

हवा और हाइड्रोजन सल्फाइड के मिश्रण को ईंटों की बनी कौस-भट्टी में गरम करते हैं। इस भट्टी में लोहे का रन्ध्रमय ऑक्साइड भी होता है जो उत्प्रेरक का काम करता है। हाइड्रोजन सल्फाइड के उपचयन से गन्धक मिलता है—

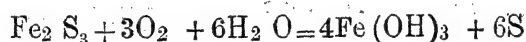


इस विधि से इंग्लैण्ड में प्रतिवर्ष ३५,००० टन गन्धक प्राप्त किया जाता है।

“स्पेंटोक्साइड” से गंधक प्राप्त करना—कोल गैस के व्यवसाय में जो “स्पेंटोक्साइड” (Spentoxide) मिलता है उससे भी गन्धक प्राप्त किया जाता है। कोल गैस में थोड़ा सा हाइड्रोजन सल्फाइड होता है। इस गैस को जब सजल फेरिक ऑक्साइड के ऊपर प्रवाहित करते हैं, तो फेरो-फेरिक सल्फाइड, FeS , Fe_2S_3 बनता है। इसे ही स्पेंटोक्साइड कहते हैं—



जब फेरिक ऑक्साइड की शक्ति क्षीण हो जाय, तो इसे फिर हवा में खुला छोड़ दिया जाता है। ऐसा करने पर फेरिक ऑक्साइड “पुनर्जीवित” हो जाता है—



इस प्रकार की प्रतिक्रियाओं के कई बार होने पर “स्पेंटोक्साइड” में लगभग ५० प्रतिशत मुक्त गन्धक हो जाता है।

बहुधा इस गन्धक को जला कर गन्धक द्विऑक्साइड तैयार करते हैं, जिससे सल्फ्यूरिक एसिड तैयार किया जाता है। यदि मुक्त गन्धक तैयार करना हो, तो कर्बन दिसल्फाइड के साथ स्पेंटोक्साइड को दिलाते हैं। गन्धक इस द्रव में घुल जाता है।

गंधक के रूपांतर—गन्धक अपने अनेक रूपांतरों के लिये प्रसिद्ध है। पर मणिम विज्ञान के आधार पर इसके तीन रूपांतर ही माने जा सकते हैं—

ऐलफा-गन्धक—अष्टफलकीय या रॉम्बिक गन्धक

बीटा-गन्धक—एकानताक्ष रेखे (मोनोक्लिनिक गन्धक)

डेल्टा-गन्धक—त्र्यभिषीय या बेरवा गन्धक

इन तीन वास्तविक रूपांतरों के अतिरिक्त कुछ रूपांतर और प्रसिद्ध हैं जैसे—(१) लचीला गन्धक

(२) नेक्रियस गन्धक

(३) श्लैष या कोलायडीय गन्धक

इनके अतिरिक्त द्रव गन्धक में भी दो रूप कम से कम पाये जाते हैं—

लैम्डा—गन्धक ।

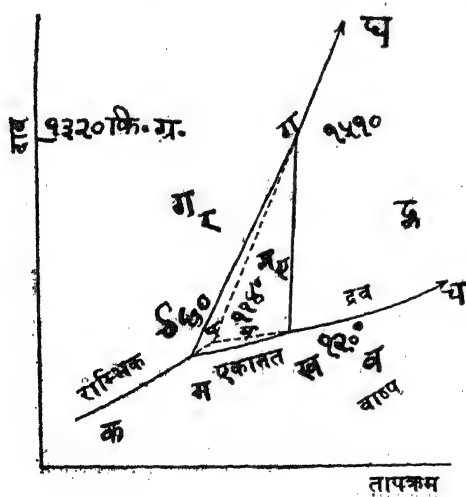
म्यू—गन्धक ।

इन दोनों के अतिरिक्त तीसरा एक पाई-गन्धक भी संभवतः है ।

गन्धक की वाष्प में भी संभवतः ४ रूपांतर हैं— S_8 , S_6 , S_4 और S_2 । गन्धक के विलयन में भी इनमें से कई अणु उपस्थित हैं ।

ठोस गन्धक के दो रूप ही स्थायी हैं, एक तो राम्भिक या हेलफा-गन्धक जो ६५.५° के नीचे स्थायी है, और दूसरा मोनोक्लिनिक (एकानताक्ष) या बीटा-गन्धक जो ६५.५° के ऊपर और १२०° के नीचे स्थायी

है । नीचे के वक्र में दोनों गन्धकों का वाष्पदाब भिन्न भिन्न तापक्रमों पर दिया हुआ है । द्रव गन्धक का वाष्प दाब भी भिन्न भिन्न तापक्रमों पर चित्रित किया गया है । इन वक्रों के परस्पर संयोग पर जो त्रिकबिन्दु (triple point) मिलते हैं, वे ६५.५° , ११४.५° , और १२०° पर हैं । इन पर निम्न गन्धक की तीन तीन कलायें साम्य में स्थित हैं—



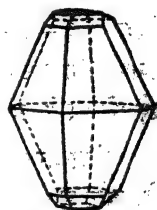
चित्र ११४—गन्धक-साम्य का वक्र

६५.५° —राम्भिक गन्धक, एकानताक्ष गन्धक, गन्धक वाष्प ।

१२०° —एकानताक्ष गन्धक, द्रव गन्धक, गन्धक वाष्प ।

११४°५'—अतिसूक्ष्म राँम्बिक, अतिसूक्ष्म द्रव, और एकानताक्ष गन्धक-वक्रों के बीच में स्थित जो क्षेत्रफल हैं, वे यह बताते हैं, कि किन किन तापक्रम और दाब की स्थिति में प्रत्येक गन्धक की कला स्थायी है।

ऐलफा-गन्धक या राँम्बिक गन्धक—जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है, यह अष्टफलकीय राँम्बिक गन्धक ६५°५' (साधारण दाब पर) के नीचे के तापक्रमों पर ही स्थायी है। अतः गन्धक के किसी भी रूप को बहुत समय तक साधारण वायु के तापक्रम पर रख छोड़ा जाय, तो यह धीरे धीरे ऐलफा-गन्धक में परिणत हो जायगा। यदि गन्धक को ६५°५' के नीचे के तापक्रमों पर मणिभीकृत किया जाय, तो मणिभी भी ऐलफा-गन्धक के ही मिलेंगे। कार्बन द्विसलफाइड में गन्धक घोल कर धीरे धीरे द्विसलफाइड को उड़ने दिया जाय तो अष्टफलकीय मणिभी राँम्बिक या ऐलफा-गन्धक के मिलते हैं। जो प्राकृतिक गन्धक मिलता है वह भी ऐलफा-गन्धक है।



चित्र ११५—
राँम्बिक गन्धक

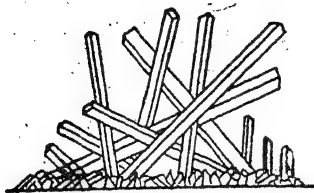
ऐलफा-गन्धक का घनत्व २.०६ है, इसका द्रवणांक ११२°८' (अथवा ११४°५' ?) है। यदि तेजी से पिघलाया जाय, तो यह गन्धक बिना एकानताक्ष गन्धक में परिणत हुये, इस तापक्रम पर पिघलता है। (यदि धीरे धीरे तापक्रम बढ़ाया जायगा, तो राँम्बिक गन्धक एकानताक्ष में परिणत होगा और फिर १२०° पर पिघलेगा)।

यह गन्धक पानी में अविलेय है, ईथर और एलकोहल में बहुत कम विलेय है, पर कार्बन द्विसलफाइड, गन्धक क्लोराइड ($S_2 Cl_2$) और गरम बैज़ीन या गरम-तारपीन में आसानी से घुल जाता है।

गन्धक-पुष्प में भी लगभग ७० प्रतिशत राँम्बिक गन्धक होता है। इसमें शेष अमणिभी गन्धक होता है।

राँम्बिक गन्धक के अणु में ८ गन्धक परमाणुओं का एक चक्र है।

बीटा-गन्धक या एकानताक्ष (मोनोक्लिनिक) गन्धक—यह ६५°५' और १२०° के बीच में स्थायी है, और गन्धक को ६५°५' के ऊपर के तापक्रम पर मणिभीकृत करने पर मिलता है। इसके बनाने की साधारण विधि यह है कि गन्धक को पहले पिघला लिया जाय और फिर धीरे धीरे ठंडा होने दिया जाय। यदि गन्धक शुद्ध होगा, तो १२०° पर जमने



चित्र ११६—एकानताक्ष मणिभ बीटा गन्धक के सुई के से मणिभ देता है। इनका रंग चटक पीला होता है, और ये पारदर्शक होते हैं। कुछ दिनों रख छोड़ने पर ये अपारदर्शक, भंगुर और नीबू के पीले रंग से हो जाते हैं।

बीटा-गन्धक को तेजी से गरम किया जाय तो यह $116^{\circ} 25^{\circ}$ पर पिघलता है, और इसका घनत्व 1.86 है। यह पानी में अविलेय है, पर कार्बन डिसलफाइड में यह अच्छी तरह विलेय है। परन्तु विलयन के उड़ाने पर ऐलफा-गन्धक मिलता है, न कि बीटा-गन्धक।

डेल्टा-गन्धक या अमणिभ गन्धक—जब रासायनिक विधि से गन्धक का अवक्षेपण किया जाता है, जैसे कैल्सियम पंचसलफाइड के विलयन को आम्ल करने पर या ठंडे तापक्रम पर हाइड्रोजन सलफाइड का उपचयन करने पर, तो अमणिभ या डेल्टा-गन्धक मिलता है। यह कार्बन डिसलफाइड में विलेय है। यह गन्धक रंग में लगभग श्वेत होता है, इसे “गन्धक-दुग्ध” भी कहते हैं। गरम करने पर अथवा कुछ वर्ष तक रख छोड़ने पर यह ऐलफा-गन्धक में परिणत हो जाता है।

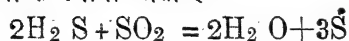
गामा-गन्धक, या लचीला गन्धक—यदि गन्धक गला कर 200° तक गरम किया जाय और फिर इसे पानी में छोड़ दिया जाय, तो लचीला गन्धक मिलता है। यदि गन्धक शुद्ध हो तो यह पीले रंग का होता है, पर साधारण गन्धक का उपयोग करने पर यह काले रंग का मिलता है। यह सरेस या रबर के समान पारदर्शक और लचीला पदार्थ है—खींचने पर बढ़ता है। कुछ दिनों रख छोड़ने पर यह कड़ा पड़ जाता है। यह कार्बन डिसलफाइड में अविलेय है। यह गामा-गन्धक वस्तुतः एक जेल (gel) है।

पहले ऐसी धारणा थी कि लचीला गन्धक अतिशीतकृत म्यू-गन्धक है। यदि ऐसा होता तो यह अस्थायी म्यू—रूपान्तर दूसरे स्थायी रूपान्तरों की अपेक्षा कार्बन डिसलफाइड में अधिक विलेय होना चाहिये था,

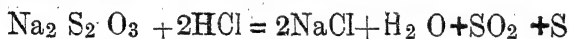
पर ऐसा नहीं है। द्रव गन्धक में टिंडल-प्रभाव (Tyndall effect) भी व्यक्त होता है, और इसलिये संभवतः यह म्यू-गन्धक द्रव का लैम्डा-गन्धक द्रव में आस्रसन (suspension) है। यह कोलायडीय विलयन जमने पर जेल देता है।

लचीले गन्धक के भौतिक गुण भी यही सिद्ध करते हैं कि यह एक जेल है। एक्स-रश्मि द्वारा निरीक्षण करने पर पता चलता है कि इस लचीले गन्धक में गन्धक परमाणुओं की लम्बी शृंखला है।

श्लैष या कोलायडीय गन्धक—यह हाइड्रोजन सल्फाइड और सल्फ्यूरस ऐसिड की प्रतिक्रिया से बनाया जाता है—



अथवा सोडियम थायोसल्फेट को ऐसिड से आम्ल करने पर भी गन्धक श्लैष या कोलायडीय रूप में प्राप्त होता है—

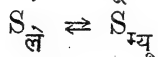


यह दूधिया रंग का विलयन होता है जिस पर ऋणात्मक आवेश है। कोलायडीय विलय में फिटकरी का विलयन डालने पर गन्धक अवक्षिप्त हो जाता है।

नेक्रियस गन्धक (Nacreous) —इसके पत्रों में सीपी की सी आभा होती है। गरम बैंजीन में गन्धक घोलने पर विशेष सावधानी से मणिभी-करण करने पर यह प्राप्त हो जाता है। यह भी है तो एकानतान्त्र पर मणिभ के कोण बीटा-गन्धक के मणिभ के कोणों से भिन्न हैं।

द्रव गन्धक के रूपान्तर—यदि गन्धक ले कर गलाया जाय तो 120° — 130° के बीच में स्वच्छ एम्बर रंग का पानी सा पतला द्रव मिलता है। पर यदि इसे 160° तक गरम किया जाय तो यह सहसा बहुत गाढ़ा पड़ जाता है। पर और अधिक गरम करने पर यह और अधिक पतला पड़ जाता है, और इसका रंग गहरा लाल-भूरा हो जाता है।

ये सब परिवर्तन संभवतः द्रव गन्धक के दो रूपान्तरों के कारण हैं—
एक तो लैम्डा-गन्धक, और दूसरा म्यू गन्धक,



ये दोनों प्रकार के द्रव गन्धक संभवतः एक दूसरे में पूर्णरूप से मिश्र्य नहीं हैं। एम्बर रंग का पतला द्रव संभवतः शुद्ध लैम्डा-गन्धक है। यह

ठंडा होने पर एकानताक्ष गन्धक देता है। जैसे जैसे तापक्रम बढ़ाया जाता है, द्रव गन्धक में म्यू-गन्धक की मात्रा बढ़ती जाती है। कथनांक के निकट ३०% से अधिक द्रव म्यू-गन्धक बन जाता है। म्यू-गन्धक को शीघ्रता से ठंडा किया जाय, तो यह लचीला गामा-गन्धक देता है। पर यदि इस म्यू-गन्धक को धीरे धीरे ठंडा करें तो पहले यह लैम्डा-गन्धक में परिणत होता है, और फिर जमने पर एकानताक्ष गन्धक देता है। भिन्न भिन्न तापक्रमों पर म्यू-गन्धक की मात्रा इस प्रकार है— 120° पर ३.६%, 160° पर ११%, 188.7° पर ३०% से अधिक।

गन्धक-वाष्प—गन्धक 188.7° पर उबलता है, और इसकी वाष्पें गहरे लाल रंग की होती हैं। इन वाष्पों को यदि ज़ोरों से गरम किया जाय तो यह पीले रंग की हो जाती हैं। सन् १८३२ में ड्यूमा (Dumas) ने पता लगाया कि 128° पर इसका वाष्प घनत्व ६५ है, अर्थात् अणुभार १६० हैं। इस आधार पर इसका अणु S_6 होता है। यदि तापक्रम और बढ़ाया जाय तो घनत्व गिरने लगता है, और ड्यूमा की धारणा के आधार पर S_4 और S_2 अणु बनते हैं। सन् १८८० में बिल्ट्ज (Biltz) ने निम्न अंक वाष्प-घनत्व के संबंध में प्राप्त किये—

तापक्रम 186°	128°	रक्तताप
घनत्व ११३	१०२	३२
सूत्र S_7 से अधिक	S_6 से अधिक	S_2

बिल्ट्ज की धारणा है कि लगभग प्रत्येक तापक्रम पर निम्न साम्य स्थापित होता है

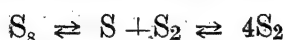


अर्थात् अष्ट-परमाणुक अणु सीधे ही द्वय-परमाणुक अणुओं में परिणत होते हैं, S_7 , S_6 , S_4 आदि की कल्पना व्यर्थ है। कथनांक पर भी सब अणु S_8 नहीं होते।

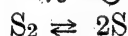
कार्बन दिसलफाइड या गन्धक क्लोराइड के वाष्पदाब का घुले हुए गन्धक द्वारा अवनमन देखने पर भी यही धारणा पुष्ट होती है, कि विलयनों में गन्धक का अणु S_8 है।

ब्लायर (Bleier) और कोहन (Kohn) ने १६०० में यह देखा कि दाब कम करके गन्धक का कथनांक कम करा दिया जाय, और फिर

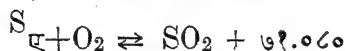
इस प्रकार प्राप्त वाष्पों का घनत्व निकाला जाय, तो वाष्पघनत्व बढ़ जाता है। २ मि० मी० दाब पर प्राप्त वाष्प का 1.43° पर जो घनत्व है, उसके आधार पर गन्धक के अणु में ७८५ परमाणु होने चाहिये। कुछ लोभों की धारणा जिम्न साम्य के पक्ष में है—



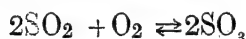
नर्स्ट (Nernst) के प्रयोगों से पता चलता है कि $1400-2000^{\circ}$ तापक्रम के निकट लगभग ४५% अणु गन्धक परमाणु में परिणत हो जाते हैं—



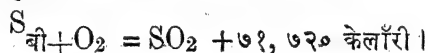
गन्धक के रासायनिक गुण—गन्धक हवा में जल कर नीली ज्वाला देता है, और गन्धक ट्राइऑक्साइड बनता है—



प्रतिक्रिया में थोड़ा सा ट्राइऑक्साइड भी बनता है—



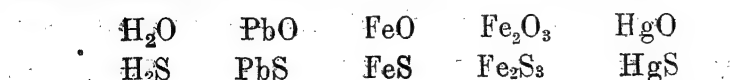
गन्धक 250° पर जलने लगता है। ज्वलनबिन्दु इतना कम होने के कारण इसका उपयोग दियासलाई में होता है। एकानतात् गन्धक के हवा में जलने पर कुछ अधिक ताप विसर्जित होता है—



ऑक्सीजन के वातावरण में जलने पर गन्धक सुन्दर बैंगनी रंग की ज्वाला देता है।

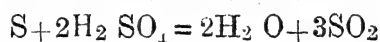
ऐसे पदार्थों के साथ मिलने पर जो आसानी से ऑक्सीजन दे सकते हैं, जैसे शोरा, पोटैशियम क्लोरेट आदि, यह विस्फोटक चूर्ण देता है। साधारण बारूद में १ भाग गन्धक, एक भाग क्रोयला और ६ भाग पोटैशियम नाइट्रेट होता है।

गन्धक फॉस्फोरस से संयुक्त होकर फॉस्फोरस पंचसलफाइड, P_2S_5 , आर्सेनिक के साथ आर्सेनियस सलफाइड, As_2S_3 , और कार्बन के साथ कार्बन ट्रासलफाइड, CS_2 , देता है। अनेक धातुओं के साथ संयुक्त होकर सलफाइड बनाता है जो संगठन में ऑक्साइडों से मिलते जुलते हैं।

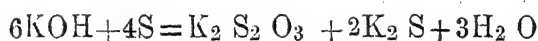


हैलोजनों के साथ गन्धक अनेक प्रकार के यौगिक जैसे SF_6 , S_2Cl_2 आदि देता है।

गन्धक पर पानी और उपचायक अम्लों को छोड़ कर शेष अम्लों की प्रतिक्रिया नहीं होती है। सान्द्र नाइट्रिक और सल्फ्यूरिक एसिडों के योग से गन्धक धीरे धीरे उपचित होकर सल्फ्यूरिक एसिड या डिआक्साइड बन जाता है—



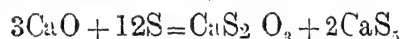
क्षारों के साथ गन्धक सल्फाइड और थायोसल्फेट देता है। कॉस्टिक पोटाश के साथ पहले तो पोटैशियम थायोसल्फेट और सल्फाइड बनते हैं—



फिर पोटैशियम सल्फाइड कुछ और गन्धक से मिल कर पञ्चसल्फाइड K_2S_5 बनाता है जो भूरे रंग का है।



इसी प्रकार चूने और गन्धक के योग से कैल्शियम थायोसल्फेट और कैल्शियम पंचसल्फाइड बनते हैं—

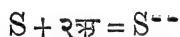


गन्धक के उपयोग—गन्धक का व्यवसाय में और दवाइयों के बनाने में बड़ा उपयोग है। कागज़ के कारखानों में लुगदी को नीरंग करने के लिये गन्धक से बने कैल्शियम और मैगनीशियम बाइसल्फाइड का उपयोग होता है। गन्धक का चूर्ण पौधों के नाशक कीड़ों को मारने में काम आता है। सल्फ्यूरिक एसिड का तो समस्त व्यवसाय इसी पर निर्भर है। रबर को वल्केनाइज करने में भी इसका व्यवहार होता है (इस काम के लिये गन्धक को गन्धक ब्लोराइड में परिणत करते हैं)। गोला बारूद के कारखानों में और आतिशबाजी के मसालों में इसका उपयोग होता है। दियासलाई के व्यवसाय में तो गन्धक और फॉस्फोरस ही मुख्य है। गन्धक आर्थरमाइट (मलहम) त्वचा के रोगों में काम आता है। अनेक रंगों के तैयार करने में गन्धक और उसके यौगिकों का व्यवहार होता है।

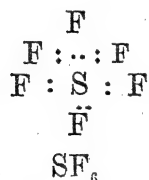
गन्धक का परमाणुभार और संयोज्यता—गन्धक के अनेक वाष्पशील यौगिकों का वाष्पघनत्व निकालने पर गन्धक का परमाणुभार ३२

ठहरता है। कोई भी गन्धक यौगिक ऐसा नहीं है जिसमें प्रतिग्राम अणु गन्धक की मात्रा ३२ से कम हो। रिचार्ड्स (Richards) ने सोडियम कार्बोनेट की ज्ञात मात्रा को सोडियम सल्फेट में परिणत किया। दोनों की मात्राओं के अनुपात के आधार पर उससे गन्धक का परमाणुभार निश्चित किया। सिलवर सल्फेट को हाइड्रोजन क्लोराइड के प्रवाह में गरम करके उसने सिलवर क्लोराइड बनाया। दोनों की मात्राओं के अनुपात पर उसने परमाणुभार ३२.०६ निर्धारित किया।

गन्धक धातुओं और अधातुओं के योग से अनेक प्रकार के यौगिक देता है। अधातुओं के साथ बने यौगिक अम्लीय (nonpolar) होते हैं। धातुओं के साथ बने यौगिक बहुधा क्षारीय (polar) होते हैं। जैसा कहा जा चुका है, गन्धक के परमाणु में ऋणाणु उपक्रम $1s^2, 2s^2, 2p^4, 3s^2, 3p^4$ अर्थात् २, ८, ६ है। बाह्यतम कक्ष में दो ऋणाणु और हों तो यह संतृप्त हो जाता है (२, ८, ८)। इस प्रकार यह दो ऋणाणु लेकर क्षारीय यौगिक बनाता है —



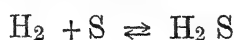
इस प्रकार क्षारीय यौगिकों (जैसे सल्फाइड) में इसकी संयोज्यता २ है। इसके सहसंयोज्य यौगिकों के लिये इसके पास ६ ऋणाणु हिस्सा लगाने के लिये हैं। अतः गन्धक की अधिकतम संयोज्यता ६ हो सकती है—अर्थात् गन्धक के चारों ओर १२ ऋणाणुओं का एक वलय बन जाता है।



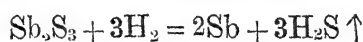
बाहर ऋणाणुओं का वलय बहुधा अपवाद रूप से ही मिलता है, अधिकतर तो आठ ऋणाणुओं का वलय ही पाया जाता है।

हाइड्रोजन सल्फाइड, या सल्फुरेटेड हाइड्रोजन, H_2S बहुत से कार्बनिक पदार्थों के खोह जाने पर (putrefy) जो दुर्गन्धमय गैसें निकलती हैं उनमें से हाइड्रोजन सल्फाइड भी एक है। सन् १७७७ में शीले (Scheele) ने इस गैस की पहले बार विवेचना की। यह गैस निम्न प्रतिक्रियाओं द्वारा बनायी जा सकती है—

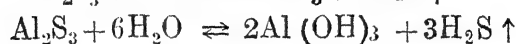
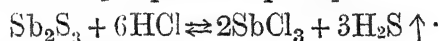
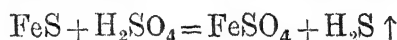
(१) हाइड्रोजन और उबलते हुये गन्धक के योग से—



(२) हाइड्रोजन और सल्फाइडों के योग से—



(३) सल्फाइडों पर पानी या अम्ल के प्रभाव से —



(४) कार्बनिक द्रव्यों और गन्धक के योग से, जैसे वैसलीन या मोम को गन्धक के साथ गरम करके ।

प्रयोगशालाओं में गुणात्मक विश्लेषण में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस

का बहुत उपयोग होता है । इसके बनाने के लिये

“किप-उपकरण” (Kipp's apparatus) का बहुत

प्रयोग होता है । इस उपकरण में एक पर एक, इस प्रकार

तीन काँच के गोले होते हैं । नीचे वाले दो गोले तो

आपस में जुड़े रहते हैं, पर ऊपर वाला गोला अलग

होता है । इसमें एक लम्बा नल होता है, जो नीचे वाले

गोले तक आता है । बीच वाले गोले में एक नली और

स्टॉप काँच होता है जिससे गैस निकाली जा सकती है ।

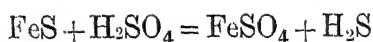
बीच वाले गोले में लोह माक्षिक या आयरन सल्फाइड

के बड़े बड़े टुकड़े रखते हैं, और ऊपर वाले गोले में

होकर नीचे वाले गोले में हलका सल्फ्यूरिक एसिड

भरा जाता है । सल्फ्यूरिक एसिड फेरस सल्फाइड के

संस्पर्श में आते ही हाइड्रोजन सल्फाइड गैस देता है—

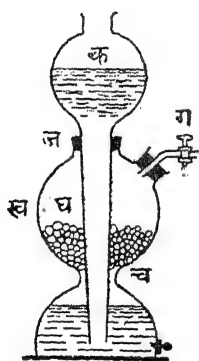


यह गैस बीच के गोले में भर जाती है । धीरे धीरे जब गैस का दाब

अधिक हो जाता है, तो एसिड इस दाब के कारण ऊपर वाले गोले में

उठ आता है, ऐसा होने पर एसिड फेरस सल्फाइड पर से अलग हो जाता

है, और प्रतिक्रिया बन्द हो जाती है । स्टॉप काँच खोल कर गैस बाहर निकाल



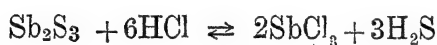
चित्र ११७—किप-

उपकरण

संस्पर्श में आते ही हाइड्रोजन सल्फाइड गैस देता है—

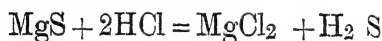
लेते हैं। ऐसा करने पर बीच वाले गोले के भीतर गैस का दाब फिर कम हो जाता है, और इसलिये ऊपर वाले गोले का ऐसिड फिर नीचे वाले गोले में होता हुआ बीच वाले गोले में फेरस सल्फाइड के संपर्क में आ जाता है। इस प्रकार का क्रम चलता रहता है। इस उपकरण में सुविधा यह है, कि उतना ही फेरस सल्फाइड खर्च होता है, जितनी गैस चाहिये। प्रतिक्रिया छतनी ही देर रहती है, जितनी देर हम गैस का उपयोग करते हैं।

शुद्ध हाइड्रोजन सल्फाइड—फेरस सल्फाइड से बना हाइड्रोजन शुद्ध नहीं होता (काम लाते समय इसे पानी में होकर प्रवाहित करते हैं)। यदि शुद्ध गैस चाहिये तो एंटीमनी सल्फाइड, Sb_2S_3 , और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड (२ भाग सान्द्र ऐसिड में १ भाग पानी मिला कर) का उपयोग करना चाहिये—

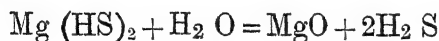


उपयोग से पूर्व इस गैस को भी पानी में धोना आवश्यक है।

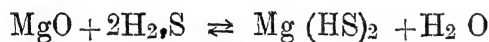
शुद्ध हाइड्रोजन सल्फाइड कैल्शियम या मैग्नीशियम सल्फाइड को ऐसिड से प्रभावित करके भी बना सकते हैं—



मैग्नीशियम हाइड्रोसल्फाइड को 60° तक गरम करने पर भी शुद्ध गैस निकलती है—



मैग्नीशियम हाइड्रोसल्फाइड मैग्नीशिया को पानी में आस्रित करके फेरस सल्फाइड द्वारा बनाये गये अशुद्ध हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से बनता है—



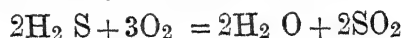
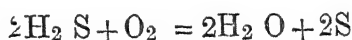
यदि और शुद्ध हाइड्रोजन सल्फाइड प्राप्त करना हो तो द्रव वायु के योग से हाइड्रोजन सल्फाइड को जमा ले। यह गैस तो ठोस हो जायगी, और इसके साथ जो हाइड्रोजन आदि अशुद्धियाँ हैं, वे न जमेंगी। इस प्रकार ये अलग हो जायंगी। अब ठोस हाइड्रोजन सल्फाइड को गरम करें तो पहले जमी हुई अशुद्धियाँ उबल कर बाहर आवेंगी। थोड़ी देर के बाद शुद्ध हाइड्रोजन सल्फाइड निकलेगा।

हाइड्रोजन सल्फाइड के गुण—हाइड्रोजन सल्फाइड नीरंग गैस है जिसमें सड़े अंडे की सी दुर्गन्ध होती है। यदि गैस शुद्ध हो, तो उसमें इतनी तीव्र दुर्गन्ध नहीं होती। यह गैस बहुत विषैली है। १००० भाग हवा में १ भाग यह गैस हो, तो इस हवा में मृत्यु तक हो सकती है। हलके क्लोरीन को सूँघ कर इसका विषैला प्रभाव कुछ दूर किया जा सकता है।

यह गैस हवा की अपेक्षा थोड़ी भारी है। हाइड्रोजन की अपेक्षा इसका घनत्व १.७ है। यह आसानी से द्रवीभूत की जा सकती है। इसका क्वथनांक -६१° है और हिमांक -८२.६° । पानी में ०° पर ४.४ आयतन और १५° पर ३.२ आयतन घुलती है।

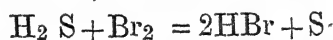
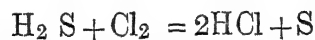
आवर्त संविभाग के नियम के आधार पर पानी का द्रवणांक और क्वथनांक हाइड्रोजन सल्फाइड से कम होना चाहिये। पर ऐसा नहीं है। यह इसलिये कि पानी का अणु गुणित है— $(\text{H}_2\text{O})_2$ या $(\text{H}_2\text{O})_3$ । हाइड्रोजन सल्फाइड का अणु गुणित नहीं है।

हाइड्रोजन सल्फाइड हवा में आसानी से जलता है और जलने पर नीली ज्वाला निकलती है। प्रतिक्रिया के पदार्थ ऑक्सीजन की मात्रा पर निर्भर हैं—



इनमें से पहली प्रतिक्रिया का उपयोग “चारस-क्लौस विधि” में किया जाता है जिसका उल्लेख पहले किया जा चुका है।

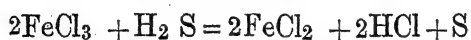
हाइड्रोजन सल्फाइड हैलोजनों के योग से गन्धक और तत्संबंधी अम्ल देता है—



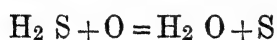
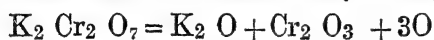
हाइड्रोजन सल्फाइड धातुओं के लवणों के विलयनों के साथ सल्फाइड बनाता है। इनमें से कुछ सल्फाइड पानी में विलेय हैं (इनके अवक्षेप नहीं आते, जैसे Na_2S , CaS), कुछ सल्फाइड एसिडों में नहीं घुलते (As_2S_3 , CuS , HgS), और कुछ एसिडों में घुलते हैं, पर अमोनिया विलयन में नहीं घुलते (जैसे FeS , MnS , ZnS आदि)। इन सल्फाइडों के रंग भी कई प्रकार के होते हैं— HgS काला, As_2S_3 सुनहरा,

Sb_2S_3 नारंगी, CdS पीला, ZnS सफेद, MnS मांस के रंग सा इत्यादि।
इस आधार पर प्रयोग-रसायन के परीक्षण में इनका महत्व विशेष है।

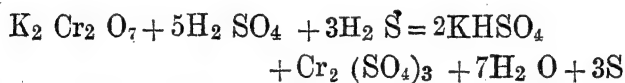
हाइड्रोजन सल्फाइड अच्छा अपचायक रस भी है। यह फेरिक क्लोराइड को फेरस क्लोराइड में परिणत कर देता है—



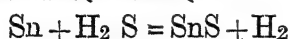
यह पोटैशियम दिक्रोमेट को क्रोमियम लवण में परिणत कर देता है—



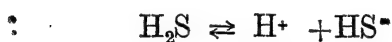
अतः



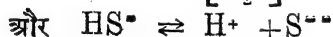
हाइड्रोजन सल्फाइड धातुओं के साथ गरम किये जाने पर हाइड्रोजन देता है और सल्फाइड बनते हैं—



हाइड्रोजन सल्फाइड बहुत निर्बल अम्ल है जिसमें आयनों का विच्छेदन निम्न प्रकार होता है—



$$\text{अतः } K = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]} = 0.91 \times 10^{-6}$$



$$\text{अतः } K_2 = \frac{[H^+][S^{--}]}{[HS^-]} = 1.2 \times 10^{-14}$$

$$\therefore K_1 \times K_2 = 1.1 \times 10^{-22} = \frac{[H^+]^2[S^{--}]}{[H_2S]}$$

$$\therefore S^{--} = \frac{[H_2S] \times 1.1 \times 10^{-22}}{[H^+]^2}$$

यदि विलयन हाइड्रोजन सल्फाइड से संतृप्त हो तो H_2S की सान्द्रता $= 0.1M$

$$\therefore S^{--} = \frac{1.1 \times 10^{-22}}{[H^+]^2}$$

इस प्रकार स्पष्ट है, कि दूसरे वर्ग में, जिसमें विलयन काफी आसानी होता है (अर्थात् $[H^+]$ की मात्रा काफी अधिक है), सलफाइड आयन की मात्रा कम होती है, और वे ही सलफाइड अवक्षिप्त होते हैं, जिनका विलेयता गुणनफल बहुत कम है (जैसे HgS , CuS आदि)। चौथे वर्ग में वे सलफाइड अवक्षिप्त होंगे जिनका विलेयता गुणक सापेक्षतः अधिक होगा। कुछ सलफाइडों की विलेयताएँ और विलेयता गुणनफल नीचे दिये जाते हैं—

सलफाइड	0° पर विलेयता (ग्राम/लीटर)	विलेयता गुणनफल
AgS	1.37×10^{-6}	1.6×10^{-12}
CuS	3.36×10^{-6}	6.4×10^{-14}
HgS	1.25×10^{-9}	8.0×10^{-13}
PbS	7.6×10^{-6}	8.2×10^{-12}
Bi_2S_3	1.7×10^{-6}	—
CdS	1.3×10^{-6}	—
MnS	6.06×10^{-6}	7.0×10^{-11}
FeS	4.67×10^{-6}	1.4×10^{-11}
ZnS	6.7×10^{-6}	1.2×10^{-13}

हाइड्रोजन सलफाइड की पहिचान लेड ऐसीटेट से भिगोये हुये कागज द्वारा की जाती है। गैस के संपर्क में आने पर यह कागज काला पड़ जायगा क्योंकि प्रतिक्रिया में लेड सलफाइड, PbS , बनता है जो काला है।

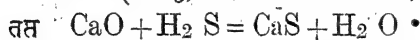
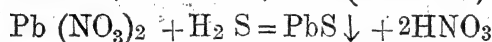
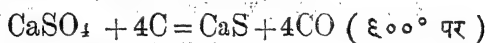
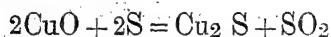
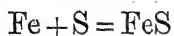
हाइड्रोजन सलफाइड की मात्रा का आयतन-अनुमापन आयोडीन विलयन द्वारा किया जाता है। प्रतिक्रिया निम्न प्रकार है—



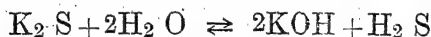
सलफाइड—इनका उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। अधातुओं के सलफाइड अधिकतर अधातु और गन्धक के योग से बनाये जाते हैं। नाइट्रोजन सलफाइड, N_4S_4 , अवश्य अपवाद है जो क्लोरोफॉर्म में घुले गन्धक क्लोराइड, S_2Cl_2 और अमोनिया गैस के योग से बनता है।

धातुओं के सलफाइड बनाने में निम्न विधियों में से किसी का उपयोग किया जा सकता है—

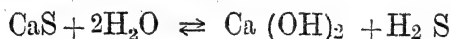
१. धातु और गन्धक साथ साथ गला कर ।
२. धातु के किसी यौगिक को गन्धक के साथ गला कर ।
३. धातु के सल्फेट को कार्बन द्वारा अपचित करके ।
४. हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा अवक्षेपण करके ।
५. क्षारों पर हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से ।



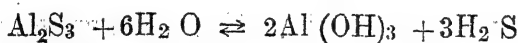
इन सल्फाइडों में सोडियम और पोटैशियम के सल्फाइड ही विलेय हैं, (अन्यों के कुछ पोलिसल्फाइड—बहुसल्फाइड—भी विलेय हैं)। ये सल्फाइड जल के संपर्क से उद्विच्छेदित हो जाते हैं—



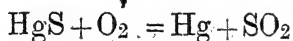
और इस प्रतिक्रिया के कारण विलयनों में हाइड्रोजन सल्फाइड की गन्ध आती है। पार्थिव क्षार तत्त्वों के सल्फाइड पानी में अविलेय हैं, पर फिर भी उनका भी विभाजन हो जाता है—



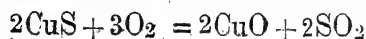
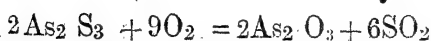
एल्यूमीनियम और क्रोमियम के सल्फाइडों का पानी द्वारा पूर्ण विभाजन हो जाता है—



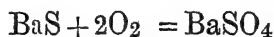
पारे का सल्फाइड हवा में गरम किये जाने पर पारा देता है—



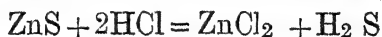
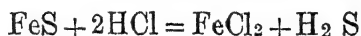
कुछ सल्फाइड जैसे आर्सेनिक और एंटीमनी के हवा में जलते हैं, और ऑक्साइड देते हैं, ताम्र सल्फाइड भी हवा में गरम होने पर ऑक्साइड देता है—



पर कुछ सलफाइड हवा में गरम किये जाने पर सलफेट देते हैं—



ऐसिडों के योग से सलफाइड बहुधा हाइड्रोजन सलफाइड देते हैं—

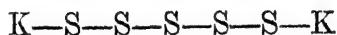


पर पारे, सीसे, बिस्मथ, ताँबे, और आर्सेनिक के सलफाइडों पर केवल नाइट्रिक ऐसिड का प्रभाव पड़ता है। प्रकृति में पाये जाने वाले कठोर सलफाइडों पर यह प्रभाव धीरे धीरे होता है। नाइट्रिक ऐसिड में ब्रोमीन मिलाने पर प्रतिक्रिया आसानी से होती है। पारे का सलफाइड अम्लराज या पोटैसियम क्लोरेट और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से आसानी से घुलता है। इन प्रतिक्रियाओं में नाइट्रेट, सलफेट और गन्धक बनता है—

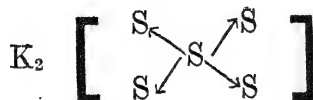


पोलिसलफाइड या बहुसलफाइड—यदि सोडियम, पोटैसियम, अमोनियम या कैल्सियम सलफाइडों को गन्धक द्वारा प्रभावित करें, तो बहुधा गन्धक घुल जाता है, और पीला या गहरे या लाल रंग का विलयन बनता है। इन विलयनों में Na_2S_3 , $\text{K}_2 \text{S}_5$, $(\text{NH}_4)_2 \text{S}_x$, CaS_5 , आदि संगठनों के जो यौगिक बनते हैं, उन्हें बहुसलफाइड कहते हैं, क्योंकि इनमें संयोज्यता के साधारण अनुपात की अपेक्षा अधिक गन्धक होता है। प्रयोगशाला में पीले अमोनियम सलफाइड का बहुत उपयोग होता है। यह अमोनिया के विलयन में गन्धक पुष्प आस्रसित करके हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करके बनाया जाता है। धीरे धीरे यह गन्धक घुल जाता है।

इन बहुसलफाइडों का संगठन निम्न प्रकार का है—

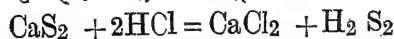


अथवा



हाइड्रोजन परसलफाइड—सन् १७७७ में शीले (Scheele) ने देखा कि यदि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के विलयन को बर्फ में ठंडा किया

जाय, और इसमें कैल्सियम बहुसलफाइड का विलयन धीरे धीरे छोड़ा जाय, तो एक पीला तेल पृथक् होता है, जो हाइड्रोजन परसलफाइड है—



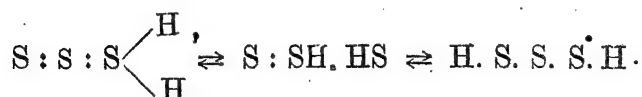
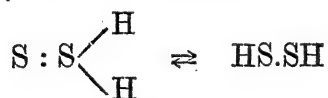
यदि कैल्सियम बहुसलफाइड में हाइड्रोक्लोरिक एसिड छोड़ा जाय, तो केवल गन्धक अवक्षिप्त होगा—



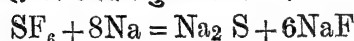
हाइड्रोजन परसलफाइड के पीले तेल में H_2S_2 के अतिरिक्त H_2S भी है। ये दोनों अस्थायी पदार्थ हैं, और धीरे धीरे गन्धक और हाइड्रोजन सलफाइड में परिणत हो जाते हैं।

इस पीले तेल में तीक्ष्ण गन्ध होती है। इसका घनत्व 1.17 है, यह बैंजीन और कार्बन डिसलफाइड में विलेय है, पर एल्कोहल में कम घुलता है और इसके द्वारा विभाजित भी हो जाता है।

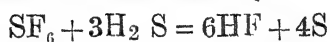
सन् १८८५ में सेबातिये (Sabatier) ने मिश्रित हाइड्रोजन परसलफाइड को क्षीण दाब में सखित करके कई अंशों में पृथक् किया। $40-100$ मि० मी० दाब के बीच में जो अंश मिला वह H_2S_2 और H_2S_4 के बीच का था—संभवतः H_2S_2 और घुले हुये गन्धक का मिश्रण था। सन् १९०८ में हॉन (Hohn) ने मिश्रित तेल में से दो अंश प्राप्त किये—(१) हाइड्रोजन त्रिसलफाइड—हलका पीला द्रव; घनत्व 1.486 , द्रवणांक -42° , क्वथनांक $43-45^\circ/4.5$ मि० मी०। (२) हाइड्रोजन द्विसलफाइड H_2S_2 पीला द्रव, घनत्व 1.366 , क्वथनांक 74° । यह दूसरा द्रव सापेक्षतः जल्दी विभाजित होता है। तेल में निम्न साम्य मिलता है—



गन्धक के फ्लोराइड—गन्धक फ्लोरीन गैस में स्वतः जल उठता है और एक नीरंग गैस गन्धक षटफ्लोराइड, SF_6 , मिलती है। इसे 160° में मोयसाँ (Moissan) और लेबो (Lebeau) ने तैयार किया था। यह गैस नाइट्रोजन की तरह निष्क्रिय है, पर उबलते हुये सोडियम द्वारा विच्छिन्न हो जाती है—

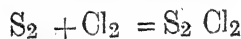


इसका आपेक्षिक घनत्व ७३ है, और यह -५५° पर जमती है। गलित कॉस्टिक पोटाश, तप्त लेड क्रोमेट या ताँबे की भी इस पर कोई प्रतिक्रिया नहीं होती। हाइड्रोजन सल्फाइड और गन्धक षट्फ्लोराइड के योग से हाइड्रोफ्लोरिक एसिड और गन्धक मिलता है—

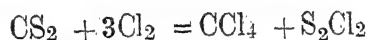


निष्क्रियता में यह फ्लोराइड कार्बन चतुःक्लोराइड के समान है क्योंकि दोनों में अधिकतम संयोज्यता द्वारा हैलोजन संयुक्त हैं।

गन्धक एक-क्लोराइड, S_2Cl_2 —फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड के समान बनाया जाता है। सन् १८८४ में थॉमसन (Thomson) ने भस्मके में गन्धक गला कर उस पर क्लोरीन गैस प्रवाहित की—

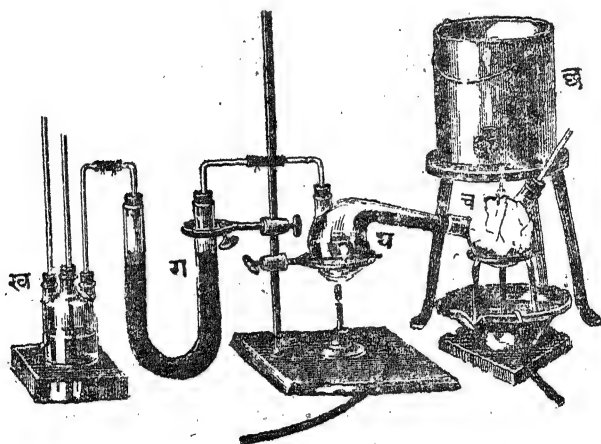


व्यापारिक मात्रा में यह कार्बन डिसल्फाइड और क्लोरीन के योग से बनाया जाता है—



इस प्रतिक्रिया में यह उत्पन्न कार्बन चतुःक्लोराइड तो मुख्य पदार्थ है, और गन्धक क्लोराइड गैस।

गन्धक एक-क्लोराइड पीला द्रव है जिसमें तीक्ष्ण दुर्गन्ध होती है।



नम हवा में यह धुआँ देती है। द्रव का घनत्व १.७०६ है और क्वथनांक ११८° । यह -८०° पर जमता है। इसका वाष्प घनत्व ६७.६ है। पानी के योग

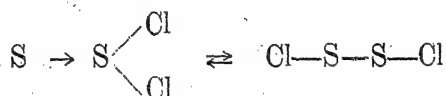
चित्र ११८—गन्धक एक-क्लोराइड तैयार करना
से इसमें निम्न प्रतिक्रिया होती है—



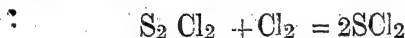
यह प्रतिक्रिया धीरे धीरे होती है। थायोसलफ्यूरिक एसिड के अतिरिक्त इस प्रतिक्रिया में गन्धक के अनेक अन्य ऑक्सि एसिड भी बनते हैं (जैसे पंचथायोनिक एसिड, $H_2 S_5 O_6$ आदि)। धातुओं के साथ गरम करने पर यह विभाजित हो जाता है।

गन्धक क्लोराइड में ६६ प्रतिशत तक गन्धक आसानी से घुल जाता है। इस क्लोराइड का मुख्यतः उपयोग रबर के परिपक्व (वल्केनाइज) करने में है। इस काम के लिये बन्द कमरे में रबर को रखते हैं, और गन्धक क्लोराइड वाष्पों से संतृप्त करते हैं। अथवा बैंज़ीन में गन्धक क्लोराइड घोलते हैं, और फिर इससे रबर का योग कराते हैं।

संभवतः गन्धक एक-क्लोराइड में निम्न दो रूपों का साम्य है—



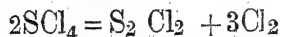
गन्धक द्विक्लोराइड, SCl_2 —गन्धक एक-क्लोराइड को क्लोरीन द्वारा संतृप्त करने पर यह बनता है—



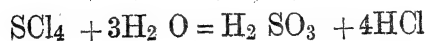
यह गहरे लाल रंग का द्रव है। गरम करने पर यह गन्धक एक-क्लोराइड और क्लोरीन देता है—



गन्धक चतुःक्लोराइड, SCl_4 —यदि गन्धक एकक्लोराइड को -22° तक ठंडा किया जाय और फिर देर तक क्लोरीन गैस से संतृप्त करें, तो यह बनता है। यह पीला-भूरा द्रव है। जम कर यह पीला सफेद ठोस पदार्थ देता है जिसका द्रवणांक -30° है। यह अस्थायी पदार्थ है, —हवा के तापक्रम पर आते ही विभाजित हो जाता है—



पानी के साथ प्रतिक्रिया करके यह सलफ्यूरस और हाइड्रोक्लोरिक एसिड देता है—



गन्धक एक ब्रोमाइड, S_2Br_2 —गन्धक और ब्रोमीन को बन्द नली में साथ साथ गरम करने पर यह बनता है। इसका क्वथनांक $57^\circ/0.22$ मि.मी., और द्रवणांक -46° है। यह लाल रङ्ग का है।

गन्धक के आयोडाइड नहीं ज्ञात हैं।

गन्धक के ऑक्साइड—गन्धक के निम्न ऑक्साइड ज्ञात हैं जो गन्धक के किसी न किसी एसिड के अनुद या एनहाइड्राइड हैं—

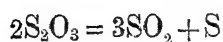
ऑक्साइड	एसिड जिसका अनुद है
(१) गन्धक एकौक्साइड, SO	सलफ़ौक्सिलिक, H_2SO_2
(२) गन्धक द्विऑक्साइड, SO_2	सलफ्यूरस, H_2SO_3
(३) गन्धक सेस्क्विऑक्साइड, S_2O_3	हाइपोसलफ्यूरस, $H_2S_2O_4$
(४) गन्धक त्रिऑक्साइड, SO_3	सलफ्यूरिक, H_2SO_4
(५) गन्धक सप्तौक्साइड, S_2O_7	परसलफ्यूरिक, $H_2S_2O_8$
(६) गन्धक चतुःऑक्साइड, SO_4	एक-परसलफ्यूरिक, H_2SO_5

गन्धक एकौक्साइड, SO —गन्धक द्विऑक्साइड और गन्धक को मिश्रित वाष्पों में विद्युत् विसर्ग प्रवाहित करने पर यह बनता है। यदि गन्धक को ऑक्सीजन में कम दाब पर जलायें, तो द्विऑक्साइड के साथ यह भी थोड़ा सा बनता है। यह गैस नीरंग है, और बड़ी सुकुमार है अर्थात् पानी या चिकनाई के योग से शीघ्र विभाजित हो जाती है। 120° पर यह १ मिनट में ही पूर्ण रूप से विभक्त हो जाता है। ऑक्सीजन के साथ मिला कर विद्युत् चिनगारी प्रविष्ट करते ही, यह द्विऑक्साइड में परिणत हो जाता है। क्षारों के योग से यह एक द्रव देता है जो संभवतः सोडियम सलफ़ौक्ज़ेलेट, Na_2SO_2 हो।



यह द्रव नील रंग को विरंजित कर देता है।

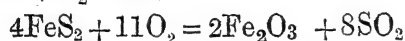
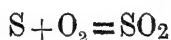
गन्धक सेस्क्विऑक्साइड या एकार्ध ऑक्साइड, S_2O_3 —गलाये गये गन्धक त्रिऑक्साइड में 15° पर गन्धक घोलने पर यह बनता है। यह नील-हरे रंग का मणिभीय पदार्थ है जो धूमवान सलफ्यूरिक एसिड में घुल कर नीला विलयन देता है। यह भी अस्थायी पदार्थ है और शीघ्र विभक्त हो जाता है।



इसका धूमवान सलफ्यूरिक एसिड में नीला विलयन कुछ रंगों (जैसे थायो-पायरोनिन) के व्यवसाय में काम आता है।

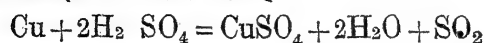
गन्धक द्विआक्साइड, SO_2 —गन्धक जलाने से जो वाष्प उठती है, उससे हमारा परिचय पुराना है। इस वाष्प या धूम का उपयोग गन्दी हवा को शुद्ध करने और कपड़ों के रंगों को उड़ाने में किया जाता रहा है। सन् १७०२ में स्टाल (Stahl) ने यह देखा कि यह गैस क्षारों के संयोग से विचित्र लक्षण देती है जो सलफाइड और सल्फेटों के बीच के हैं। स्टाल के समय में फ्लोजिस्टनवाद का प्रभुत्व था अतः इस गैस का नाम फ्लोजिस्टिकेटिट विट्रिओलिक एसिड रखा गया। सन् १७७८ में प्रीस्टले (Priestley) ने सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड और पारे को गरम करके शुद्ध गन्धक द्विआक्साइड गैस तैयार की। उसने इस गैस का नाम “विट्रिओलिक एसिड एयर” रखा था। लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने १७७७ में इस गैस की ठीक रचना निर्धारित की।

गन्धक द्विआक्साइड वायु के प्रवाह में गन्धक जला कर अथवा लोह मात्निक (आयरन पायरायटीज़) को तपा कर बहुधा बनाया जा सकता है।



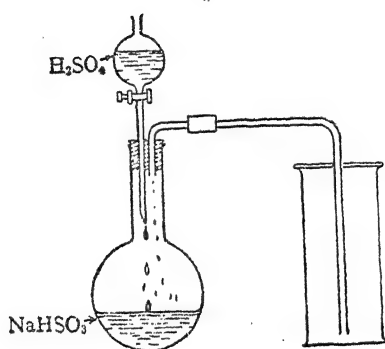
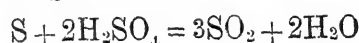
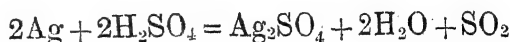
इस प्रकार प्राप्त गैस में हवा का नाइट्रोजन भी मिला रहता है। पर फिर भी लोह मात्निक द्वारा प्राप्त गैस बड़ी सस्ती पड़ती है। यह ध्यान रहे कि इस प्रकार प्राप्त गैस में आर्सेनिक आक्साइड भी होता है। यदि गैस का यह मिश्रण पानी में प्रवाहित किया जाय, तो गन्धक द्विआक्साइड काफी घुल जाता है। इस विलयन को गरम करने पर लगभग शुद्ध गन्धक द्विआक्साइड गैस ही निकलेगी। इसे सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में प्रवाहित करके शुष्क किया जा सकता है, और फिर दाब बढ़ा कर द्रवीभूत कर सकते हैं।

अपचयन द्वारा गंधक द्विआक्साइड—प्रयोगशालाओं में सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड को ताँबे, पारे या कार्बन (कोयले) द्वारा अपचित करके गन्धक द्विआक्साइड गैस तैयार करते हैं—

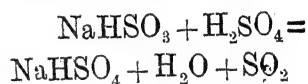


सरल विधि यह है कि एक फ्लास्क में ताँबा (५० ग्राम) लो, और फ्लास्क में थिसेल-फनेल और वाहक नली लगाओ। फनेल द्वारा सान्द्र सलप्यूरिक एसिड ताँवे पर छोड़ते जाओ। फ्लास्क को बर्नर से गरम करो। गन्धक द्विआक्साइड गैस निकलेगी। हवा की अपेक्षा से इसका घनत्व २.२६ है अतः हवा के स्थानापन्न द्वारा सरलता से यह इकट्ठा की जा सकती है।

सान्द्र सलप्यूरिक एसिड का अपचयन चाँदी या गन्धक द्वारा भी किया जा सकता है—



बाइसलफाइट द्वारा गन्धक द्विआक्साइड—सान्द्र सलप्यूरिक एसिड में उतना ही पानी मिला कर यदि सोडियम बाइसलफाइट पर डाला जाय, तो गन्धक द्विआक्साइड गैस निकलती है।



इस विधि द्वारा यह गैस बड़ी

चित्र ११६—बाइसलफाइट से गन्धक

द्विआक्साइड गैस तैयार करना

गन्धक जब ऑक्सीजन में जलता है तो आयतन में कोई परिवर्तन नहीं होता। अतः १ आयतन गन्धक द्विआक्साइड में एक आयतन ऑक्सीजन है अतः इस गैस का सूत्र SnO_2 हुआ। इस गैस का हाइड्रोजन की अपेक्षा वाष्प घनत्व ३२ है अतः अणुभार ६४ है। अतः

$$SnO_2 = n \times 32 + 16 \times 2 = 64$$

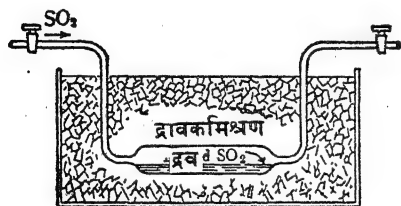
$$\therefore n = 1$$

अतः इस गैस का सूत्र SO_2 हुआ।

गैस के गुण—यह नीरंग गैस है। इसमें दम घुटाने वाली गन्ध होती है। यह विषैली है, अतः इसका धुआँ कीटाणुओं को मारने में काम आता है। इस काम के लिये आजकल फॉर्मेलिडीहाइड का व्यवहार अधिक होता है,

क्योंकि यह कपड़े का रंग नष्ट नहीं करता (गन्धक द्विऑक्साइड से रंग भी उड़ जाता है) ।

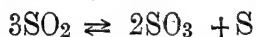
यह गैस साधारण तापक्रम पर ही २-४ वातावरण के दाब से द्रवीभूत की जा सकती है। यह द्रव नीरंग है और -१०° पर उबलता है। अतः साधारण द्रावण मिश्रण ही इस गैस को द्रवीभूत कर सकता है। इस द्रव में अनेक लवण विलेय हैं, और लवण घुल कर इसमें आयनीकृत भी होते हैं (पानी की माध्यमिक संख्या ८१ है, और इस द्रव की १३.७५)।



यह गैस पानी में अच्छी तरह

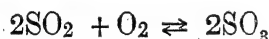
चित्र १२०— SO_2 का द्रवीभवन घुलती है— 0° पर १ आयतन पानी में ७६.७६ आयतन और २०° पर ६६.३७ आयतन।

(१) यह गैस ऊँचे तापक्रम तक गरम की जाने पर निम्न प्रतिक्रिया के अनुसार विभक्त हो जाती है—

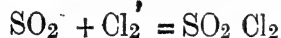


सूर्य के प्रकाश से भी इसी प्रकार का परिवर्तन होता है। यदि लम्बी नली में यह गैस ली जाय और सूर्य के प्रकाश में आलोकित की जाय, तो गन्धक त्रिऑक्साइड का श्वेत बादल सा उठेगा।

(२) लैटिनम के समान उत्प्रेरकों की विद्यमानता में यह गैस ऑक्सीजन से संयुक्त होकर त्रिऑक्साइड देती है—



(३) क्लोरीन के साथ संयुक्त होकर यह सल्फ्यूरिक क्लोराइड देती है—



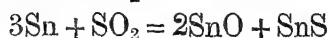
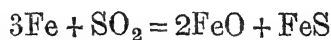
यह प्रतिक्रिया कपूर द्वारा उत्प्रेरित होती है। ब्रोमीन और फ्लोरीन के साथ सल्फ्यूरिल ब्रोमाइड, SO_2Br_2 और फ्लोराइड, SO_2F_2 भी बनते हैं।

(४) गन्धक द्विऑक्साइड वस्तुओं के जलने में सहायक नहीं है पर यदि इस गैस में पोटैशियम धातु को गरम करें तो यह जल उठता है—

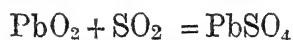


सलफाइट थायोसलफेट

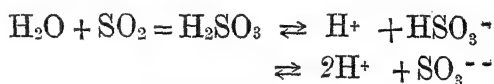
(५) वंग (टिन) और लोहे का चूर्ण भी गरम करने पर इस गैस में जलता है—



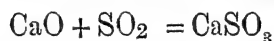
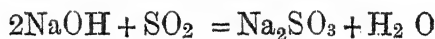
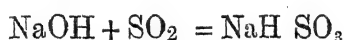
(६) यदि लेड परौक्साइड को चमचे में गरम करके इस गैस में रखा जाय तो यह दहकने लगता है, और सफेद लेड सल्फेट बनता है—



(७) इसका पानी में विलयन थोड़ा सा अम्लीय होता है, पर सल्फ्यूरस ऐसिड शुद्ध रूप में विलयन में से अलग नहीं किया जा सकता—



क्षारों के साथ यह गैस सल्फाइट और बाइसल्फाइट, दो प्रकार के लवण देती है—

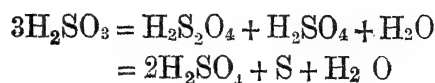


सल्फ्यूरस ऐसिड —जैसा अभी कहा जा चुका है, गन्धक द्विऑक्साइड गैस पानी में घुल कर हल्का सा अम्ल देती है जो नीले लिटमस को लाल कर देता है। यह अम्ल सल्फ्यूरस ऐसिड है। इसमें मुक्त द्विऑक्साइड की गन्ध होती है। विलयन में से शुद्ध मुक्त अम्ल कभी पृथक् नहीं किया जा सका है। यदि पानी-गैस का संतृप्त विलयन खूब ठंडा किया जाय तो गन्धक द्विऑक्साइड के हाइड्रेट, $\text{SO}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के मणिभ मिलेंगे।

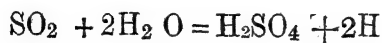
ऐसिड के विलयन को गरम करने पर गन्धक द्विऑक्साइड गैस निकलती है—



पर यदि ऐसिड के विलयन को बन्द नली में गरम किया जाय तो 150° पर गन्धक पृथक् होगा। प्रतिक्रिया में पहले तो हाइपोसल्फ्यूरस ऐसिड बनता है—



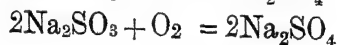
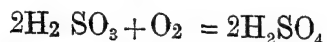
सलफ्यूरस एसिड में विरंजक गुण हैं, अर्थात् प्राकृतिक रंगों को यह उड़ा देता है। इस प्रकार इसका उपयोग ऊन और टोपों के तृणों का रंग उड़ाने में होता है। गन्ध के रस की सफाई भी इससे होती है। रंग उड़ने का कारण संभवतः अपचयन प्रतिक्रिया है—



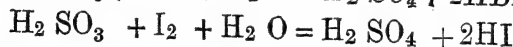
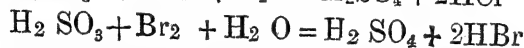
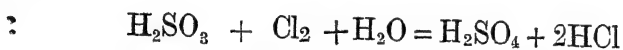
अथवा कभी कभी यह कार्बनिक अणुओं से संयुक्त होकर नीरंग पदार्थ भी देता है, और इसलि ए रंग उड़ जाता है।

अपचयन प्रतिक्रियायें—गन्धक द्विऑक्साइड, और सलफ्यूरस एसिड और सलफाइट इन तीनों में प्रबल अपचायक गुण हैं जैसा कि निम्न प्रतिक्रियाओं से स्पष्ट है—

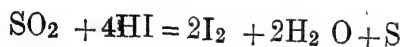
(१) हवा में सलफ्यूरस एसिड सलफ्यूरिक में परिणत हो जाता है, और इसी प्रकार सलफाइट से सलफेट बन जाते हैं—



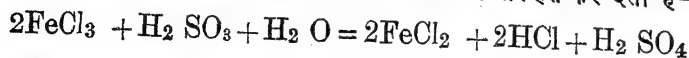
(२) सलफ्यूरस एसिड हैलोजनों के योग से सलफ्यूरिक एसिड बन जाता है—



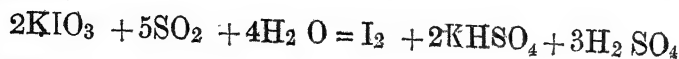
सलफ्यूरस एसिड के विलयन का अनुमापन आयोडीन से किया जा सकता है। पर प्रक्रिया में सलफ्यूरस एसिड के विलयन को आयोडीन के विलयन में छोड़ना चाहिए, न कि उलटा (एसिड में आयोडीन)। नहीं तो निम्न प्रतिक्रिया भी आरंभ हो जायगी—



(३) सलफ्यूरस एसिड फेरिक लवणों को फेरस में परिणत कर देता है—

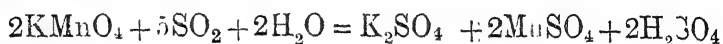


(४) सलफ्यूरस एसिड पोटैसियम आयोडेट में से आयोडीन मुक्त कर देता है—

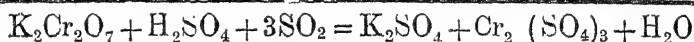
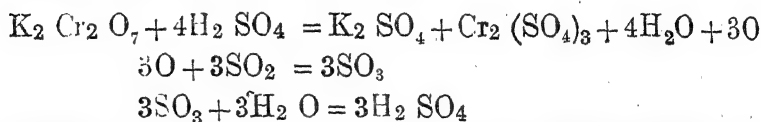


इस मुक्त आयोडीन का हाइपो या आर्सेनियस ऑक्साइड के विलयन द्वारा अनुमापन किया जा सकता है।

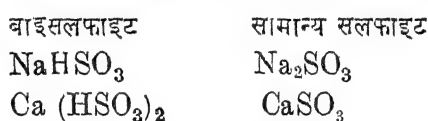
(५) गन्धक द्विऑक्साइड या सलफ्यूरस ऐसिड पोटैशियम परमैंगनेट के विलयन को रिराजित कर देता है—



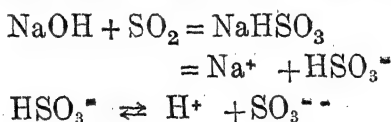
(६) पोटैशियम द्विक्रोमेट के आम्ल विलयन का पीला रंग भी सलफ्यूरस ऐसिड द्वारा हरा पड़ जाता है —



सलफाइट—सलफ्यूरस ऐसिड द्विभास्मिक ऐसिड है, अतः इसके लवण दो श्रेणियों के होंगे—बाइसलफाइट, या ऐसिड सलफाइट और सलफाइट—

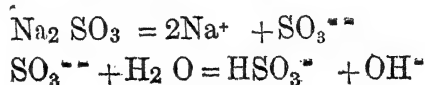


कास्टिक सोडा के विलयन के दो भाग करो। एक भाग को गन्धक द्विऑक्साइड द्वारा संतृत करो। संतृत होने पर विलयन आम्ल हो जायगा।

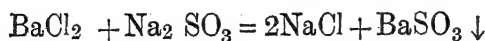


बाइसलफाइट के आयनीकरण द्वारा जो हाइड्रोजन आयन बनती हैं, वे विलयन को आम्ल कर देती हैं।

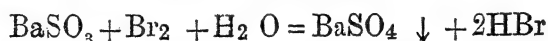
गन्धक द्विऑक्साइड द्वारा संतृत विलयन में कास्टिक सोडा के विलयन का दूसरा भाग मिला दो। इस विलयन को सुखा देने पर सामान्य सोडियम सलफाइट के मणिम $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ मिलते हैं। इस सलफाइट का विलयन उदविच्छेदन के कारण कुछ क्षारीय होता है—



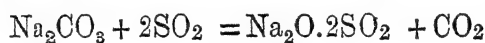
सलफाइट लवण बेरियम क्लोराइड के साथ सफेद अ।क्षेप बेरियम सलफाइट, BaSO_3 , का देते हैं, पर यह अवक्षेप हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय है।



बेरियम सलफाइट के हाइड्रोक्लोरिक एसिड वाले विलयन में यदि ब्रोमीन या क्लोरीन जल छोड़ा जाय तो बेरियम सलफाइट का उपचयन हो जाता है और बेरियम सल्फेट का अवक्षेप आता है—

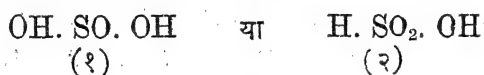


मेटाबाइसलफाइट—यदि सोडियम बाइसलफाइट के विलयन में एल्कोहल मिलाया जाय तो लवण, NaHSO_3 , अवक्षिप्त हो जाता है। पर यदि इसे गन्धक टिऑक्साइड के आधिक्य के साथ वाष्पीभूत किया जाय तो सोडियम मेटाबाइसलफाइट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, प्राप्त होता है। सोडियम कार्बोनेट, Na_2CO_3 , H_2O , के ऊपर गन्धक टिऑक्साइड प्रवाहित करने पर भी यह बनता है।



इसका उपयोग फोटोग्राफी में होता है।

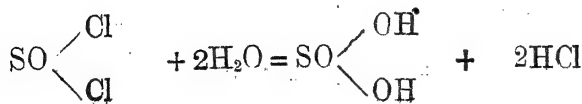
सलफ्यूरस एसिड की रचना—सलफ्यूरस एसिड को निम्न दो सूत्रों में से किसी सूत्र द्वारा व्यक्त कर सकते हैं—



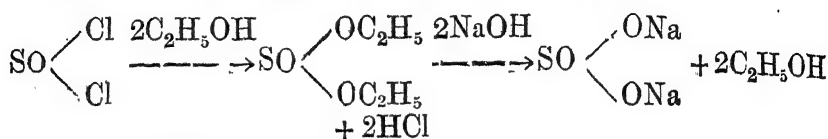
इनमें से पहला तो सच्चा सलफ्यूरस सूत्र है, और दूसरा सलफोनिक सूत्र है। दोनों ही के पद में कुछ युक्तियाँ मिलती हैं, जिनका हम उल्लेख करेंगे।

सलफ्यूरस सूत्र तो समसंगतिक (symmetrical) है और सलफोनिक सूत्र विषम संगतिक है।

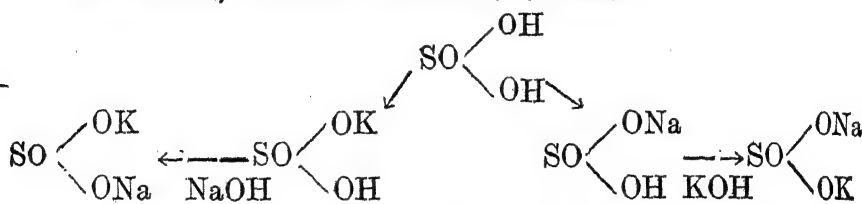
सलफ्यूरस—थायोनिल क्लोराइड, SOCl_2 , के उदविच्छेदन से सलफ्यूरस एसिड बनता देखा गया है, अतः इसका सूत्र समसंगतिक होना चाहिये—



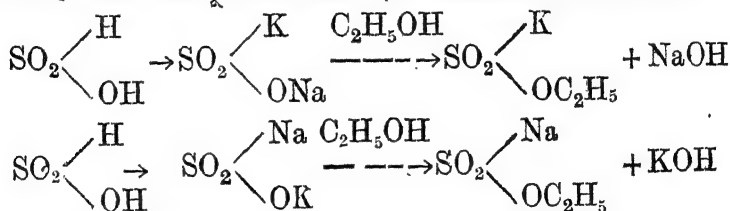
थायोनिल क्लोराइड एथिल एलकोहल के योग से द्विएथिल सलफाइट देता है। यह यौगिक कार्बोस्टिक सोडा के योग से फिर सोडियम सलफाइट देता है। ये प्रतिक्रियायें समसंगतिक सूत्र का समर्थन करती हैं—



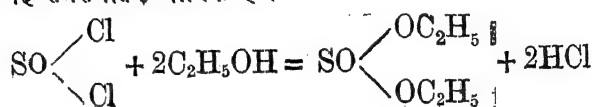
सलफोनिक—(१) सोडियम बाइसलफाइट और कार्बोस्टिक पोटाश के योग से सोडियम पोटेसियम सलफाइट, Na.K.SO_3 , बनता है। इसी प्रकार पोटेसियम बाइसलफाइट और कार्बोस्टिक सोडा के योग से पोटेसियम सोडियम बाइसलफाइट, KNaSO_3 , बनता है। अगर सलफ्यूरस ऐसिड समसंगतिक है, तो ये दोनों यौगिक एक ही होने चाहिये—



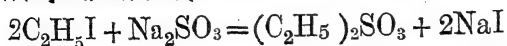
पर वस्तुतः दोनों लवण परस्पर बिल्कुल भिन्न हैं। मणिभीकरण करने पर दोनों के मणिभों में पानी की मात्रा पृथक् पृथक् है। इन दोनों पर एलकोहल का प्रभाव भी भिन्न है, दोनों से दो भिन्न एथिल सलफाइट बनते हैं। अतः सलफ्यूरस ऐसिड का सूत्र विषमसंगतिक मानना पड़ेगा—



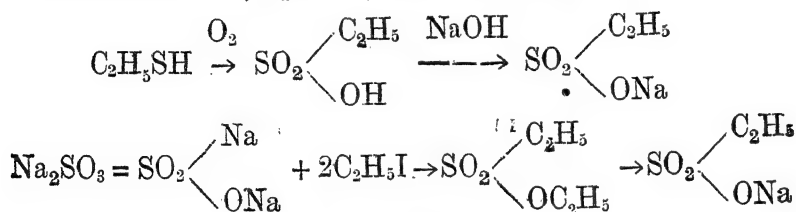
(२) हम अभी ऊपर कह चुके हैं कि थायोनिल क्लोराइड और एथिल एलकोहल के योग से द्विएथिल सलफाइट बनता है। इसका क्वथनांक १६१° है। यह समसंगतिक यौगिक है।



इस द्विएथिल सल्फाइट के अतिरिक्त एक और ऐसा ही यौगिक सोडियम सल्फाइट और एथिल आयोडाइड के योग से बनता है—

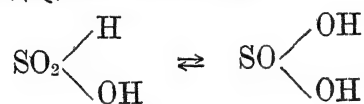


इस एथिल सल्फाइट का क्वथनांक 213.4° है, और यह समसंगतिक भी नहीं है क्योंकि यह क्राँस्टिक सोडा के योग से सोडियम एथिल सल्फोनेट देता है, जो एथिल सल्फोनिक एसिड का सोडियम लवण है। यह सल्फोनिक एसिडमरकप्टान, C_2H_5SH , के उपचयन से बनता है—

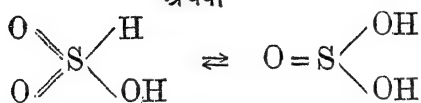


इसलिये सोडियम सल्फाइट और सल्फ्यूरस एसिड दोनों ही के अणु विषमसंगतिक होने चाहिये।

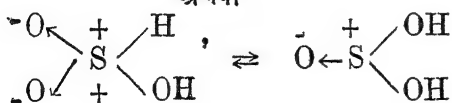
बहुत संभव है कि सल्फ्यूरस एसिड में समसंगतिक और विषम संगतिक दोनों सूत्रों का ही साम्य विद्यमान हो—



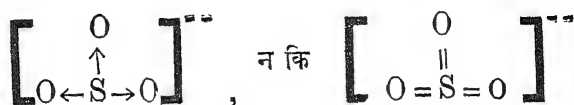
अथवा



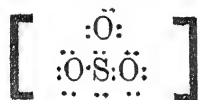
अथवा



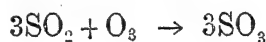
इनमें से अन्तिम दो सूत्र अर्धध्रुवीय बन्धनों द्वारा व्यक्त किये गये हैं। अष्टाणु संगठन भी इसी बात का समर्थन करता है। सल्फाइट आयन, SO_3^{--} में संयोज्य अष्टाणुओं का योग $(6 + 6 \times 3 + 2) = 26$ है, और कुल परमाणु ४ हैं, अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (4 \times 8 - 26) = 3$ । अतः सल्फाइट आयन निम्न हुई—



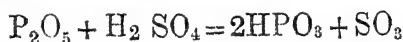
अतः सल्फाइट आयन की ऋणाणु रचना निम्न है—



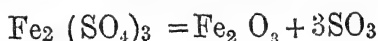
गन्धक त्रिऑक्साइड, SO_3 —ब्रोडी (Brodie) ने यह देखा कि गन्धक द्विऑक्साइड और ओज़ोन के योग से एक सफेद मणिभीय यौगिक बनता है जो गन्धक त्रिऑक्साइड है।



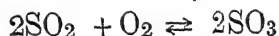
यह ऑक्साइड सल्फ्यूरिक एसिड को फॉस्फोरस पंचौक्साइड के आधिक्य के साथ स्रवण करने पर बनता है—



फेरिक सल्फेट के स्रवण द्वारा भी यह बनाया जा सकता है—



फिलिप्स (Phillips) ने सन् १८३१ में यह देखा कि यदि गन्धक द्विऑक्साइड और ऑक्सीजन के मिश्रण को प्लैटिनीकृत ऐसवेस्टस के ऊपर 400° तापक्रम पर प्रवाहित करें, तो गन्धक त्रिऑक्साइड बनता है—



व्हूलर (Wohler) ने देखा कि इस प्रतिक्रिया में लोहे, ताँबे या क्रोमियम के ऑक्साइड अथवा सिलवर वैनेडेट भी अच्छे उत्प्रेरक हैं, यदि इन्हें 600° — 700° तक तप्त रखा जाय। यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है। अतः प्रत्येक तापक्रम पर साम्य-स्थिति अलग अलग है। 450° पर २% गन्धक त्रिऑक्साइड विभक्त हो जाता है, और 700° पर ४०% विभक्त होता है।

यदि लोह मात्निक को गरम करके गन्धक द्विऑक्साइड लिया जाय और इसमें हवा मिलायी जाय, तो मिश्रित गैसों में

७% गन्धक द्विऑक्साइड

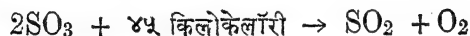
१०.४% ऑक्सीजन

८२.६% नाइट्रोजन

होते हैं। प्लैटिनीकृत ऐसबेस्टस पर भिन्न भिन्न तापक्रमों पर गन्धक त्रि-ऑक्साइड की प्रतिशतता निम्न प्रकार होगी—

तापक्रम	४३४°	५५०°	६४५°
SO ₃ (%)	६६	८५	६०

क्योंकि ताप का शोषण निम्न प्रतिक्रिया में होता है—



अतः ज्यों ज्यों तापक्रम में वृद्धि होती है, गन्धक त्रिऑक्साइड अधिक विभक्त होता है।

प्लैटिनम की विद्यमानता में ४००° के नीचे यह प्रतिक्रिया बहुत ही कम होती है, क्योंकि प्रतिक्रिया का वेग नोचे के तापक्रम पर बहुत धीमा है। अधिक गन्धक त्रिऑक्साइड प्राप्त करने के लिये तापक्रम ४००°-४५०° के बीच में रक्खा जाता है।

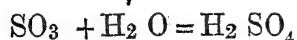
गन्धक त्रिऑक्साइड के गुण—इसके तीन रूपांतर प्रसिद्ध हैं—

(१) ऐलफा-गन्धक त्रिऑक्साइड—इसकी नीरंग सुइयाँ बर्फ के से रंग की होती हैं। इसका द्रवणांक १६.८° और क्वथनांक ४४.६° है।

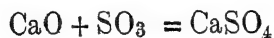
(२) बीटा-गन्धक त्रिऑक्साइड—रेशमी आभा की ऐसबेस्टस सी सुइयाँ। द्रवणांक ३२.५°

(३) गामा-गन्धक त्रिऑक्साइड—देखने में बीटा-त्रिऑक्साइड के समान। यह बीटा-त्रिऑक्साइड के परिपूर्ण शुष्कीकरण से बनता है।
• द्रवणांक ६२.२° (१७४३ मि० मी० दाब पर) पर साधारण वायुमंडल के दाब पर बिना गले ही इसका ऊर्ध्वपातन होता है।

गन्धक त्रिऑक्साइड पानी के योग से उग्रता के साथ प्रतिक्रिया करता है और सल्फ्यूरिक एसिड बनता है—



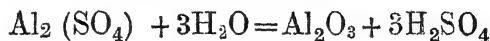
इसी प्रकार यह भास्मिक ऑक्साइडों के साथ सल्फे: देता है—



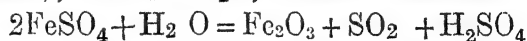
आयोडीन के साथ I₂ (SO₃)₆ देता है और टेल्यूरियम के साथ Te (SO₃)₂ .

सलफ्यूरिक एसिड

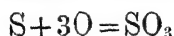
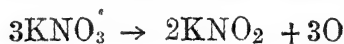
सलफ्यूरिक एसिड या गन्धक का तेज़ाब का प्रथम उल्लेख गेबर (Geber) ने किया। उसने यह एसिड फिटकरी के खवण से बनाया—



वेसिल वैलेंटाइन (Basil Valentine) ने यही एसिड कसीस (फेरस सल्फेट), $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के खवण से प्राप्त किया—



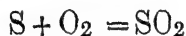
लेमरी (Lemery) और ले फेव्रे (Le Fevre) ने इसी एसिड को गन्धक और शोरे को पानी की प्याली के ऊपर जला कर तैयार किया—



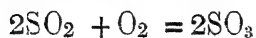
वार्ड (Ward) ने इस प्रतिक्रिया के अनुसार सलफ्यूरिक एसिड बनाने का एक छोटा कारखाना भी १७४० में खोला। इस प्रकार जो एसिड बनता था उसे “कसीस का तेल” (oil of vitriol) कहते थे। सलफ्यूरिक एसिड तैयार करने में क्राँच के बर्तनों की जगह सीसा धातु के वेश्मों (lead chambers) का प्रयोग १७४६ में रोबक (Roebuck) ने सबसे पहले किया। इनका प्रचार धीरे धीरे बढ़ने लगा। सन् १७६३ में क्लेमेंट (Clement) और डिसोर्मे (Desormes) ने इन वेश्मों में हवा प्रवाहित करने की महत्ता बताई। सन् १८०६ में इन्हीं रसायनज्ञों ने यह भी बताया कि नाइट्रोजन के ऑक्साइड सलफ्यूरिक एसिड के तैयार होने में किस प्रकार सहायता देते हैं। सलफ्यूरिक एसिड के तैयार करने की व्यापारिक विधि का यह थोड़ा सा इतिहास है।

सलफ्यूरिक एसिड के तैयार करने की विधि में तीन विशेष अंग हैं।

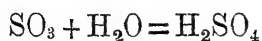
(१) गन्धक या लोह मात्निक को गरम करके गन्धक द्विऑक्साइड तैयार करना—



(२) गन्धक द्विऑक्साइड साधारणतया हवा के ऑक्सीजन से संयुक्त होकर त्रिऑक्साइड जल्दी नहीं देता है। अतः किसी विधि द्वारा (उत्प्रेरकों की सहायता से) द्विऑक्साइड को त्रिऑक्साइड में परिणत करना—



(३) गन्धक त्रिऑक्साइड की वाष्पों को पानी में धोल कर एसिड तैयार करना—



और फिर इसी एसिड को सान्द्र बनाना ।

गन्धक द्विऑक्साइड से सफलता पूर्वक त्रिऑक्साइड बनाने की दो मुख्य विधियाँ हैं—

(१) सीस-वेश्म विधि—लेड चेम्बर विधि ।

(२) संपर्क विधि—कॉन्टैक्ट विधि ।

सीसवेश्म विधि—(लेडचेम्बर विधि)—सीसे के बने वेश्मों में प्रतिक्रिया में भाग लेने वाली गैसों ये हैं—

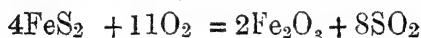
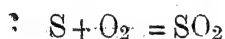
(१) मात्निक या गन्धक से प्राप्त गन्धक द्विऑक्साइड ।

(२) हवा से प्राप्त ऑक्सीजन ।

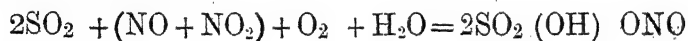
(३) भाप या पानी की भीसी ।

(४) नाइट्रोजन के ऑक्साइड ।

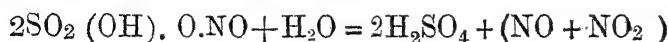
१—जब हवा में गन्धक या लोह मात्निक जलाया जाता है तो हवा और गन्धक द्विऑक्साइड का मिश्रण प्राप्त होता है—



२—हवा और गन्धक द्विऑक्साइड के मिश्रण में नाइट्रोजन ऑक्साइडों की थोड़ी सी मात्रा मिलायी जाती है—प्रतिक्रिया में पहले तो नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड नामक एक पदार्थ मिलता है । इसे “चेम्बर क्रिस्टल” (वेश्म मणिम) कहते हैं—



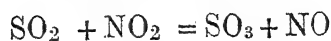
ये फिर शीघ्र स्वतः विभाजित हो जाते हैं—



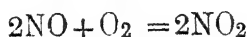
(NO + NO₂) का यह मिश्रण फिर प्रतिक्रिया में आगे भाग लेता है ।

इस प्रकार यह क्रम चलता रहता है ।

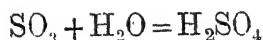
इन प्रतिक्रियाओं को इस प्रकार भी समझा जा सकता है कि असली प्रतिक्रिया नाइट्रोजन परीक्साइड और गन्धक द्विऑक्साइड में होती है—



यह नाइट्रिक ऑक्साइड, NO , फिर हवा के ऑक्सीजन से संयुक्त हो कर परीक्साइड देता है—



और इस प्रकार उतने ही नाइट्रोजन ऑक्साइडों से निरन्तर गन्धक त्रिऑक्साइड बनता रहता है। इस त्रिऑक्साइड को जल में सोख कर सल्फ्यूरिक एसिड बना लेते हैं—



वस्तुतः सीस वेष्म की प्रतिक्रियायें इतनी सरल नहीं हैं, जितनी यहाँ चित्रित की गयी हैं।

कारखाने का विवरण—(१) पायरायटीज बर्नर—सल्फ्यूरिक एसिड के कारखानों में ईंटों की बनी भट्टियों में लोह माक्षिक गरम किया जाता है। एक भट्टी में ३-५ टन माक्षिक आ जाता है। भट्टी में हवा की मात्रा नियंत्रित रखते हैं। इन भट्टियों को पायरायटीज बर्नर (माक्षिक बर्नर) कहते हैं। इनसे निकली गैसों में ७ प्रतिशत गन्धक द्विऑक्साइड, १० प्रतिशत ऑक्सीजन और ८३ प्रतिशत नाइट्रोजन होता है।

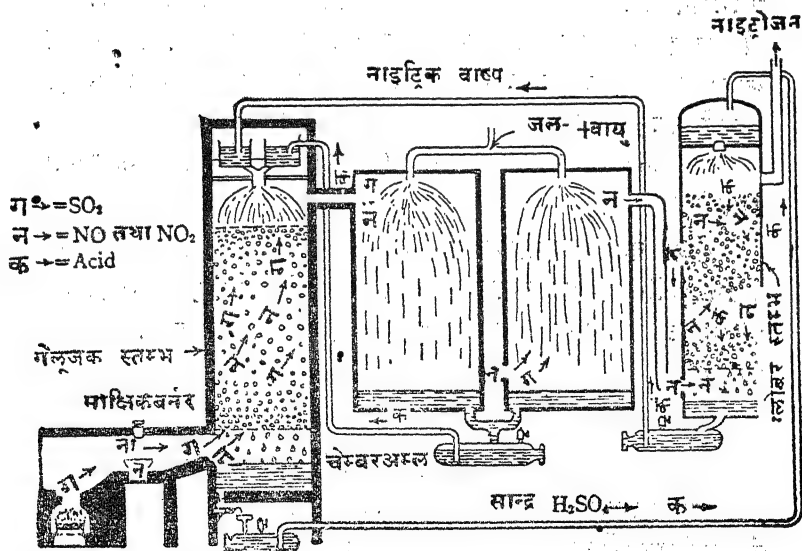
(२) धूल ग्राहक—यहाँ से गैसें निकलकर धूल ग्राहक (डस्ट कैचर) में जाती है, जहाँ इनके साथ आई हुई धूल अलग कर ली जाती है।

(३) शोरा भट्टी—इसके बाद गैसें शोरा भट्टी (नाइट्र ओवेन) में पहुँचती हैं, जहाँ शोरा (सोडियम नाइट्रेट) और गन्धक के तैलाब का मिश्रण गरम होता रहता है। यहाँ इन गैसों में नाइट्रोजन के ऑक्साइड मिल जाते हैं। जो कुछ नाइट्रोजन ऑक्साइडों की कमी हो गयी हो वह यहाँ पूरी हो जाती है (१०० भाग गन्धक जला कर जितनी गैसें बनी हों, उनके लिये ३ भाग शोरा काफी है)।

(४) ग्लोवर स्तंभ (Glover tower)—गैसें धूल ग्राहक और शोरा भट्टी में से निकल कर ग्लोवर स्तंभ में पहुँचती हैं। इस स्तंभ में अम्लजित ईंटों का अस्तर होता है और एक मेहराब के ऊपर पिलंड के टुकड़े से यह भरी होती है। यह स्तंभ बहुधा २५ फुट के लगभग ऊँचा और ७ फुट व्यास का होता है। इस स्तंभ के ऊपर दो कुंड बने होते हैं—(क) एक में

तो लेड-चेम्बर (सीस-वैश्यम) में तैयार किया गया ६५-७०% सान्द्रता वाला हलका सलपयूरिक एसिड होता है। इस एसिड में नाइट्रोजन के ऑक्साइड भी होते हैं। यह एसिड गेलूजक-स्तंभ में तैयार होता है (आगे देखो), और वहाँ से इस कुंड में लाया जाता है। इन दोनों कुंडों के ये एसिड ग्लोवर स्तंभ में ऊपर से नीचे की ओर झरते रहते हैं।

ग्लोवर स्तंभ के तीन उपयोग हैं—(क) पाइरायटीज बर्नर की गैसों को यह ठंडा करता है—तापक्रम 40° - 60° तक हो जाता है। (ख) गेलूजक स्तंभ से आये हुये नाइट्रोसलपयूरिक एसिड को यह विनाइट्रेटित करता है, अर्थात् सलपयूरिक एसिड के साथ जो नाइट्रोजन ऑक्साइड मिले हैं, उन्हें अलग करता है। यह काम चेम्बर-एसिड के साथ-योग होने पर हलका पड़ने से, और फिर तापक्रम के बढ़ने से होता है (हलका सलपयूरिक एसिड ऊँचे तापक्रम पर नाइट्रोजन के ऑक्साइडों से संयुक्त नहीं हो सकता)। (ग) ६५% वाले चेम्बर एसिड की सान्द्रता ग्लोवर स्तंभ में ७८ प्रतिशत पहुँच जाती है। इस सान्द्रता का एसिड या तो बेचा जा सकता है, या गेलूजक स्तंभ के काम आता है।



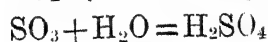
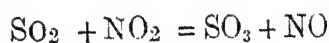
चित्र १२१—सलपयूरिक एसिड का बनना

(५) सीस वेश्म (Lead chambers)—ग्लोवर स्तंभ में से गैसें निकल कर सीसे के मोटे नल द्वारा सीसा के बने वेश्मों में पहुँचती हैं। $100 \times 25 \times 20$ फुट आकार के कई वेश्म एक दूसरे से मिले हुये बने होते हैं (चित्र में दो वेश्म दिखाये गये हैं)। सीसे के ये वेश्म लकड़ी के चौखटों में सधे रहते हैं। यहाँ गैसें भाप या द्रव पानी को भीसी के संपर्क में आती हैं। गन्धक का त्रिऑक्साइड यहाँ पानी के योग से सलफ्यूरिक एसिड बनता है, और ६५-७० प्रतिशत एसिड सीस वेश्मों के फर्श पर जमा हो जाता है। सब वेश्मों में घूमती हुई गैसें अंतिम वेश्म से जब बाहर निकलती हैं तो उनमें अधिकांश नाइट्रोजन, थोड़ा सा ऑक्सीजन, सभी नाइट्रोजन ऑक्साइड, और गन्धक द्विऑक्साइड का केवल सूक्ष्मांश होता है।

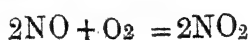
गे लूजक स्तंभ (Gay Lussac tower)—सीस वेश्मों से गैसें निकल कर गे-लूजक स्तंभ में पहुँचती हैं। यह स्तंभ ५० फुट के लगभग ऊँचा और १०-१२ फुट व्यास का होता है, और इसमें सीसे का अस्तर होता है। इसमें कठोर कोक भरा होता है। ग्लोवर स्तंभ का ७८ प्रतिशत वाला एसिड ठंडा करके इस स्तंभ में काम में लाया जाता है। गैसों में जो नाइट्रोजन के ऑक्साइड आये थे, वे इस एसिड में इस स्तंभ में फिर शोषित हो जाते हैं। इस गे-लूजक स्तंभ का उपयोग इन नाइट्रोजन ऑक्साइडों को फिर सलफ्यूरिक एसिड के साथ संयुक्त कराने का है। इस प्रकार इस स्तंभ में नाइट्रोसो-सलफ्यूरिक एसिड बन जाता है।

यह एसिड फिर ग्लोवर स्तंभ में भेजा जाता है, और यह चक्र चलता रहता है।

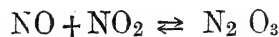
सीस वेश्म प्रतिक्रियाओं की व्याख्या—(१) बर्ज़ीलियस (Berzelius) की व्याख्या—बर्ज़ीलियस के मतानुसार नाइट्रोजन परीक्साइड के योग से गन्धक द्विऑक्साइड त्रिऑक्साइड में परिणत होता है।



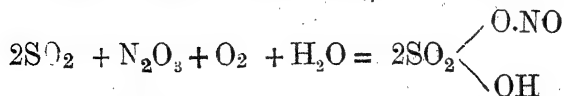
हवा के ऑक्सीजन का काम प्रतिक्रिया में उत्पन्न नाइट्रिक ऑक्साइड को नाइट्रोजन परीक्साइड में परिणत करना है -



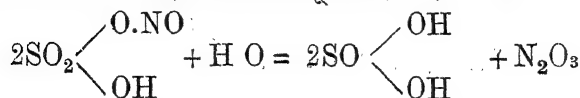
(२) डेवी (Davy) की व्याख्या—नाइट्रोजन के ऑक्साइडों में थोड़ा सा नाइट्रस अनुद, N_2O_3 , भी है जो दो ऑक्साइडों के योग से निम्न प्रकार बनता है—



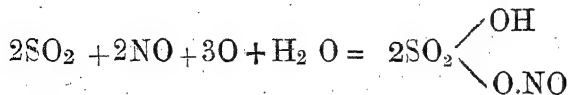
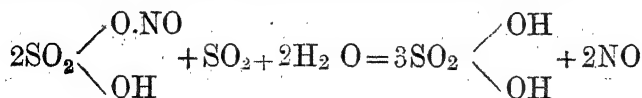
यह अनुद गन्धक द्विऑक्साइड के साथ ऑक्सीजन की विद्यमानता में नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड बनाता है (सल्फ्यूरिक एसिड के एक हाइड्रोजन को NO से स्थापित करने पर नाइट्रोसो एसिड बनता है)।



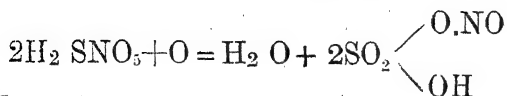
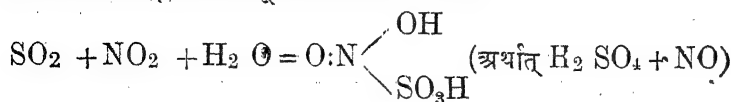
यह नाइट्रोसो एसिड उदविच्छेदन पर सल्फ्यूरिक एसिड देता है —



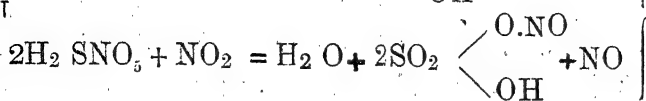
पहले वेश्म में जहाँ गैसें कुछ अधिक पीली होती हैं, और जहाँ नाइट्रिक ऑक्साइड का आधिक्य होता है, निम्न प्रतिक्रियायें भी हो सकती हैं —



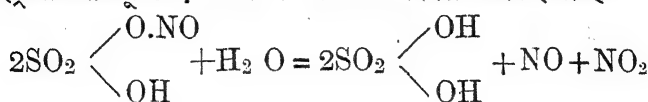
(३) लुंगे (Lunge) की व्याख्या—लुंगे के मतानुसार प्रतिक्रिया में एक काल्पनिक अम्ल सल्फोनाइट्रोसिक एसिड, H_2SNO_5 भी बनता है जो बाद को नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड हो जाता है—



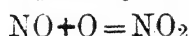
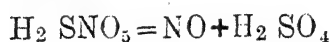
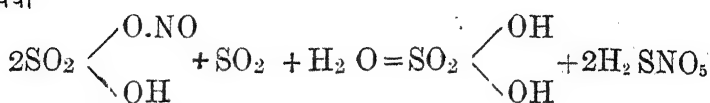
अथवा



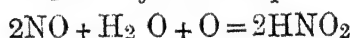
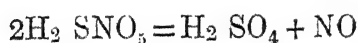
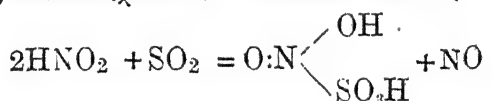
नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड का विभाजन फिर निम्न प्रकार होता है—



अथवा



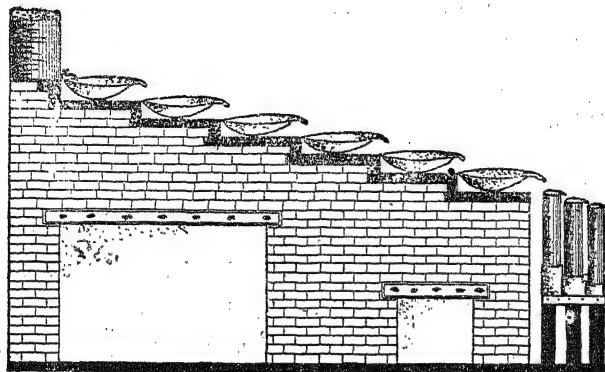
(४) राशिग (Raschig) की कल्पना—राशिग के मतानुसार (१८८७) सल्फोनाइट्रोसिक एसिड निम्न प्रकार बनता है—



सल्फ्यूरिक एसिड का सान्द्रीकरण—सीस वेश्म में बना एसिड ६५-७० प्रतिशत सान्द्रता का होता है। इसे सीसे के कड़ाहों में औद्योगिक ७८% सान्द्रता का कर सकते हैं। ये कड़ाहे पायराइटोज बर्नरों की गरमी से गरम होते हैं। इस प्रकार जो ७८% सल्फ्यूरिक एसिड मिलता है उसे “ब्राउन ऑइल आव् विट्रियल” (B. O. V.) कहते हैं—यह रंग में भूरा होता है। अनेक कामों के लिये यह काफी अच्छा है, पर फिर भी इसे और सान्द्र करने की आवश्यकता पड़ती है। यदि इसकी सान्द्रता ६३-६५% तक बढ़ा दी जाय, तो इसे “रेफ़िन्फ़ायड ऑयल आव् विट्रियल” (R. O. V.) कहते हैं। पहले यह सान्द्रीकरण काँच या लैटिनम के भभकों में किया जाता था, पर अब इस काम के लिये तीन विधियों में से किसी एक का उपयोग करते हैं— (१) कैसकेड विधि, (२) केसलर उपकरण, और (३) गैलर्ड स्तम्भ। इन सभी विधियों में एसिड को गरम करते हैं, और फिर इसके पृष्ठ पर गरम हवा प्रवाहित करते हैं।

(१) कैसकेड विधि (Cascade system)—एक के नीचे एक सीढ़ियों पर फ़ेरोसिलिकन या विट्रिफ़ाइड सिलिका के तसले रखे होते हैं। नीचे भट्ठी में एक जगह गैसें जलती हैं, जिनसे गरम होकर हवा इन तसलों

पर होकर बहती है। सबसे ऊपर वाले तसले में हलका B. O. V. अम्ल होता है, जैसे जैसे अम्ल टपक टपक कर नीचे वाले तसलों में क्रमशः आता है, इसकी सान्द्रता बढ़ती जाती है, और अन्तिम निचले तसले तक पहुँचते पहुँचते यह अम्ल (R. O. V.) बन जाता है। अन्तिम तसला ढलवाँ लोहे का होता है। फिर अम्ल को टंढा करके संग्रह कर लेते हैं।



चित्र १२२—कैसकेड विधि

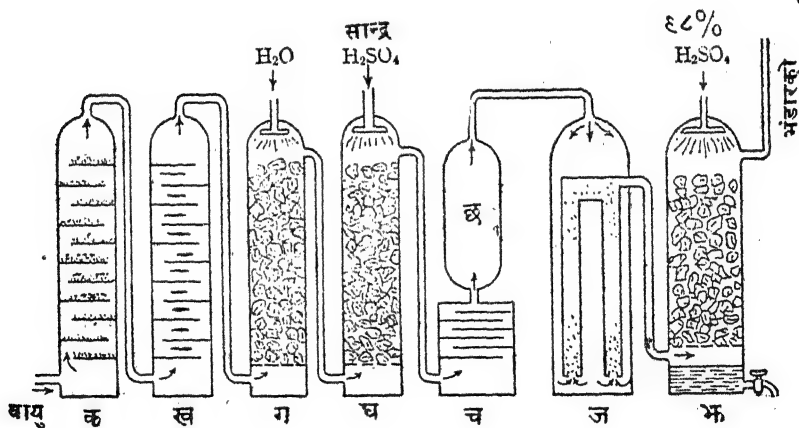
- (२) कैसलर उपकरण (Kessler apparatus)—इस उपकरण में वोल्विक पत्थर (Volvic) का तसला काम में लाते हैं। यह पत्थर
- ज्वालामुखी प्रदेशों में पाया जाता है, और इस पर ऐसिड का प्रभाव नहीं पड़ता। इस तसले के किनारे इस प्रकार बने होते हैं कि भट्टी
 - की तल गैसों और ऐसिड दोनों संपर्क में आते रहते हैं। सान्द्र ऐसिड विशेष पात्रों में ठंढा कर लिया जाता है। कुछ ऐसिड वाष्प बन कर उड़ता भी है। इन वाष्पों को ठंढा करने के लिये एक स्तंभ होता है, जिसमें बहुत से छेददार प्लेट होते हैं। ये छेद उलटी प्यालियों से मुँदे रहते हैं। तापक्रम का ऐसा विधान रहता है कि पानी की भाप तो उड़ जाय पर ऐसिड न उड़ने पावे।

(३) गैलर्ड स्तंभ (Gaillard tower)—यह वोल्विक पत्थर या इसी प्रकार के किसी दूसरे अम्लजित पदार्थ का खात्री स्तंभ होता है। इस स्तंभ में ऊपर से नीचे की ओर ऐसिड (B. O. V.) की महीन झोसी या फुहार छूटती रहती है। यह फुहार जैसे जैसे नीचे आती है, इसे मार्ग में कोयलों की भट्टी की गरम गैसों मिलती हैं। गैसों की गरमी से ऐसिड का

पानी तो उड़ जाता है और सान्द्र ऐसिड स्तंभ के फर्श पर आ जाता है। यहाँ से इसे अलग ले जाकर ठंडा करते और संग्रह कर लेते हैं। यह स्तंभ ६० फुट ऊँचा और १० फुट व्यास का होता है।

इन विधियों से ६३-६५% सान्द्रता का ऐसिड मिलता है। ढलवाँ लोहे के कड़ाहों में भट्टी पर गरम करके इसे ६७-६८% सान्द्रता का कर सकते हैं। सान्द्र ऐसिड का ढलवाँ लोहे पर कोई असर नहीं होता (पर ६३-६५% ऐसिड इसे खा जाता है)।

सलफ्यूरिक ऐसिड के व्यापार की संपर्क विधि (Contact Process) — गन्धक त्रिऑक्साइड का उल्लेख करते समय यह कहा जा चुका है कि गन्धक द्विऑक्साइड और ऑक्सीजन का योग प्लेटिनम के पृष्ठ पर 438° के तापक्रम पर बड़ी सफलता पूर्वक होता है। फिलिप्स (Phillips) की इस संपर्क विधि के आधार पर सलफ्यूरिक ऐसिड बनाने का बड़ा प्रयत्न किया गया, पर प्रयोगों में बराबर यह देखा गया कि थोड़ी देर बाद प्लेटिनम पृष्ठ मर जाता है और निष्क्रिय हो जाता है। जर्मनी की “वेडिशे सोडा और ऐनिलिन कंपनी” ने यह पता लगाया कि प्लेटिनम पृष्ठ की यह निष्क्रियता गैस में आर्सेनिक के सूक्ष्मांश की विद्यमानता के कारण है। पायराइटोज बर्नरों से जो धूल गैस के साथ आती है, वह भी प्लेटिनम को निष्क्रिय बनाती है।

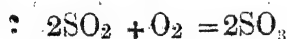


चित्र १२३—सम्पर्क विधि

यह भी पता लगा कि यदि बर्नर गैसों में भाप की भीसी छोड़ी जाय, और फिर गैस के स्थूल कणों को बैठ जाने दिया जाय, और फिर गैस को ठंडा करके कोक-छत्रों में होकर प्रवाहित किया जाय (इन छत्रों को सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड से तर रखते हैं), तो फिर जो शुद्ध पूर्ण स्वच्छ गैस निकलेगी वह प्लेटिनम पृष्ठ को निष्क्रिय नहीं बनायेगी।

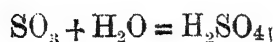
बेडिशे विधि (Badische)—में इस प्रकार शुद्ध की गयी गन्धक द्विऑक्साइड गैस एक “परिवर्त्तक” में भेजी जाती है। यह परिवर्त्तक लोहे का एक बेलन है जिसमें बाहर-भीतर जाने के लिये नल लगे होते हैं, और इसके भीतर लोहे की ऊर्ध्व या खड़ी नलियाँ होती हैं जिनमें प्लेटिनीकृत एस्बेस्टस भरा होता है। गुणित मात्रा का दुगुना ऑक्सीजन गन्धक द्विऑक्साइड में मिलाया जाता है, और समस्त उपकरण को गैस बर्नरों से गरम करते हैं। प्रतिक्रिया एक बार जब आरम्भ हो जाती है, तो फिर बाहर से गरम करने की आवश्यकता नहीं रहती, क्योंकि प्रतिक्रिया में उत्पन्न ताप प्रतिक्रिया जारी रखने के लिये काफ़ी है। तापक्रम ४००-४५०° तक रखा जाता है।

इस प्रकार गन्धक त्रिऑक्साइड गैस बनी—



इस गैस को पानी में प्रवाहित करके सलफ्यूरिक एसिड प्राप्त करना कठिन है, क्योंकि प्रतिक्रिया द्वारा बने सलफ्यूरिक एसिड के ऐसे बादल उठेंगे जिन्हें द्रवित नहीं किया जा सकता है। अतः गन्धक त्रिऑक्साइड को बहुधा ६७-६६ प्रतिशत सलफ्यूरिक एसिड में लोहे के स्तम्भों में शोषित किया जाता है। इस प्रकार “धूमवान सलफ्यूरिक एसिड” बनता है जिसे ओलियम (Oleum) भी कहते हैं।

यदि गन्धक त्रिऑक्साइड को ओलियम में न परिणत करना हो तो इस गैस को पानी के नियंत्रित प्रवाह के संपर्क में लाते हैं। यदि नियंत्रण रखा जाय तो ६७-६६ % सलफ्यूरिक एसिड निम्न प्रतिक्रिया से बन जायगा —



मैनहाइम विधि (Mannheim)—इस विधि में ज्वरित लोह और ताम्रमात्रिक (अर्थात् Fe_2O_3 और CuO) का उपयोग उत्प्रेरक के रूप

में करते हैं। प्रतिक्रिया ए५ प्रायताकार स्तंभ में की जाती है। इस स्तंभ के नीचे के द्वार से गन्धक द्विऑक्साइड और शुष्क हवा (सान्द्र सलफ्यूरिक ऐसिड द्वारा हवा को शुष्क करते हैं) भीतर आती है। वर्नर गैसों में जो आर्लीनियस ऑक्साइड होता है वह जोड़ ऑक्साइड से युक्त होकर फेरिक आर्सेनैट बनाता है। अतः इस विष का प्रभाव दूर हो जाता है। मैनहाइम विधि में तापक्रम 600° – 800° तक रखा जाता है, अतः ६०% के लगभग गन्धक द्विऑक्साइड ही सलफ्यूरिक ऐसिड में परिणत होता है।

ग्रिलो-श्रोडर विधि (Grillo Schroeder)–एप्सम लवण ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) को प्लेटिनम क्लाराइड के विलयन से तर करके गरम करते हैं। इस प्रकार प्लेटिनम धातु एप्सम लवण के फूले में विस्तृत हो जाती है। यह पदार्थ उत्प्रेरक का काम करता है। इसके पृष्ठ पर गन्धक द्विऑक्साइड बनता है।

इस विधि में थोड़े से ही प्लेटिनम से काम चल जाता है अतः यह सस्ती है।

सलफ्यूरिक ऐसिड के गुण—यह नीरंग तेल का सा चिकना गाढ़ा द्रव है। इसमें कोई गन्ध नहीं है, पर यदि इसे गरम करें तो इसमें दम-घोट गन्ध निकलती है जो गन्धक त्रिऑक्साइड और सलफ्यूरिक ऐसिड वाष्पों की होती है। इसके बहुत हलके विलयनों में अम्लों का स्वादिष्ट खटास होता है। हलका सलफ्यूरिक ऐसिड थोड़ा सा पी लेने से कोई नुकसान नहीं होता, पर सान्द्र ऐसिड तो त्वचा को खा जाता है, क्योंकि इस ऐसिड का पानी के प्रति विशेष स्नेह है—त्वचा के पानी का तत्काल शोषण कर लेता है। अगर कोई सान्द्र ऐसिड पी जाय तो जीभ, गला, और पेट को अँतड़ियाँ इतनी जल जाती हैं कि मृत्यु हो जाती है। यदि कभी हाथ पर ऐसिड पड़ जाय, तो पहले कपड़े से पोंछ लो, और फिर पानी की धार में धोओ। यदि केवल थोड़े पानी से धोओगे, तो जलन पैदा होगी। फिर सोडियम बाइकार्बोनेट, या खड़िया मिट्टी ऐसिड वाले स्थान पर भुरक दो।

सान्द्र शुद्ध सलफ्यूरिक ऐसिड का घनत्व 1.835 है। इसमें जब पानी मिलाते हैं, तो पहले आघातन में संकोच होता है। अतः ९५% सलफ्यूरिक ऐसिड का वही घनत्व है जो सान्द्र शुद्ध ऐसिड का। नीचे की सारणी में हम सलफ्यूरिक ऐसिड के विलयनों का घनत्व देते हैं।

सलफ्यूरिक एसिड विलयनों का घनत्व, १५°०

घनत्व	प्रतिशत (भार से) H ₂ SO ₄	घनत्व	प्रतिशत (भार से) H ₂ SO ₄	घनत्व	प्रतिशत (भार से) H ₂ SO ₄
१.०००	०.०६	१.६००	६८.७०	१.७६०	८२.४४
१.०५०	७.३७	१.६१०	६९.५६	१.७७०	८३.५१
१.१००	१४.३५	१.६२०	७०.४२	१.७८०	८४.५०
१.१५०	२०.६१	१.६३०	७१.२७	१.७९०	८५.७०
१.२००	२७.३२	१.६४०	७२.१२	१.८००	८६.६२
१.२५०	३३.४३	१.६५०	७२.९६	१.८१०	८८.३०
१.३००	३९.१६	१.६६०	७३.८१	१.८२०	९०.०५
१.३५०	४४.८२	१.६७०	७४.६६	१.८३०	९१.१०
१.४००	५०.११	१.६८०	७५.५०	१.८३५	९३.४३
१.४५०	५५.०३	१.६९०	७६.३८	१.८४०	९५.६०
१.५००	५९.७०	१.७००	७७.१७	१.८४१	९७.००
१.५५०	६४.२६	१.७१०	७८.०४	१.८४१५	९७.७०
१.५६०	६५.२०	१.७२०	७८.९२	१.८४०	९९.२०
१.५७०	६६.०६	१.७३०	७९.८०	१.८४३८४	१००.००
१.५८०	६६.९५	१.७४०	८०.६८		
१.५९०	६७.८३	१.७५०	८१.५६		

• शुद्ध सलफ्यूरिक एसिड का हिमांक १०.५°० है, पर प्रयोगशाला के ऐसिडों में २% पानी होता है अतः यह ०° से भी नीचे के तापक्रम पर जमता है। शुद्ध ऐसिड का क्वथनांक २९०° है, पर साथ साथ इस तापक्रम पर विभाजन भी हो जाता है, और विभाजन के साथ साथ क्वथनांक भी ३३७° तक बढ़ जाता है।



शुद्ध सलफ्यूरिक एसिड विद्युत् का चालक नहीं है, क्योंकि यह आयनों में विभाजित नहीं होता, पर यदि थोड़ा सा भी पानी इसमें डाल दिया जाय तो आयनीकरण के कारण यह विद्युत् चालक हो जाता है।

सलफ्यूरिक एसिड में गन्धक त्रिऑक्साइड गैस अच्छी तरह विलीय है

दोनों के योग से जो ऐसिड मिलता है उसे धूमवान सलफ्यूरिक ऐसिड (fuming) या “ओलियम” (oleum) कहते हैं। इसका नाम नार्डहौसन का सलफ्यूरिक ऐसिड (Nardhausen) भी है। नीचे की सारणी में घनत्व और गन्धक त्रिऑक्साइड की ओलियम में मात्राये दी गयी हैं।

ओलियम का घनत्व

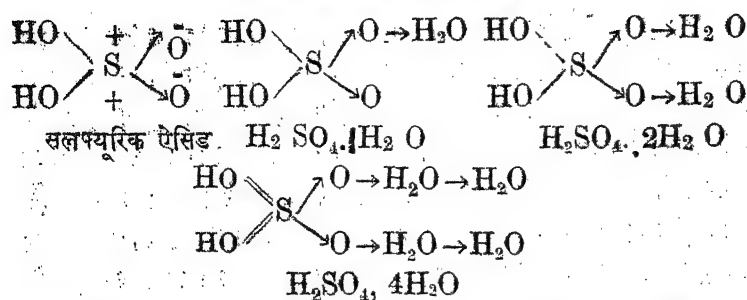
घनत्व	मुक्त SO_3 (प्रतिशत)	घनत्व	मुक्त SO_3 (प्रतिशत)
१.८८८	१०	२.०२०	६०
१.९२०	२०	२.०१८	७०
१.९५७	३०	२.००८	८०
१.९७९	४०	१.९९०	९०
२.००९	५०	१.९८४	१००

सलफ्यूरिक ऐसिड की रासायनिक प्रतिक्रियायें तीन समूहों में बाँटी जा सकती हैं—(१) पानी के प्रति इसका स्नेह होने के कारण होने वाली प्रतिक्रियायें। (२) इसकी अम्लता के कारण होने वाली प्रतिक्रियायें। (३) इसके उपचायक होने के कारण होने वाली प्रतिक्रियायें।

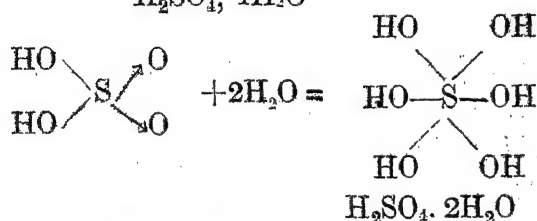
ऐसिड का पानी के प्रति स्नेह—पानी और सान्द्र ऐसिड के योग से ताप उत्पन्न होता है। विलयन का तापक्रम इस प्रकार 120° तक पहुँचाया जा सकता है। इसीलिये ऐसिड और पानी के योग से दुर्घटनायें भी हो जाती हैं। यदि विलयन बनाना हो तो अधिक सा पानी लेकर सान्द्र ऐसिड धीरे धीरे मित्राना चाहिये। सान्द्र ऐसिड में पानी कभी न डालना चाहिये।

पानी और सलफ्यूरिक ऐसिड के योग होने पर गरमी पैदा होती है, इससे स्पष्ट है कि दोनों के बीच में कोई रासायनिक प्रतिक्रिया हो रही है—सलफ्यूरिक ऐसिड के हाइड्रेट बन रहे हैं। सलफ्यूरिक ऐसिड के कुछ हाइड्रेट जैसे $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, और $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ तो अलग भी किये जा सके हैं।

विभिन्न सान्द्रताओं पर सलफ्यूरिक ऐसिड के विलयनों के द्रवणांक, घनत्व और वाष्प दाब निकाले गये हैं। इनके वक्रों से यह स्पष्ट होता है कि सलफ्यूरिक ऐसिड के कई हाइड्रेट विद्यमान हैं। इन हाइड्रेटों में से कुछ को निम्न प्रकार चित्रित कर सकते हैं—



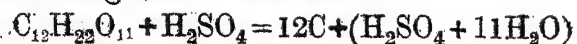
अथवा—



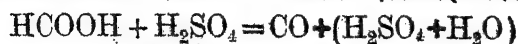
ये हाइड्रेट स्थायी यौगिक नहीं हैं। यदि इनके सलफ्यूरिक एसिड को विलयन में गरम करके इसका पानी उड़ाया जाय तो यह तब तक अलग होगा जब तक सान्द्रता ६८% न हो जाय। इसके अनन्तर यदि और उबाला जाय तो एसिड और पानी दोनों ही भाप में जावेंगे (एन्जिओट्रोपिक या सम-स्वार्थी मिश्रण)।

सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड का जल के प्रति स्नेह है, इसलिये इसे वस्तुओं के शुष्क करने में काम में लाते हैं—शोषित्र या डेसिकेटर में इसलिये प्यूमिस पत्थर और सान्द्र एसिड का व्यवहार होता है। यदि किसी गैस की नमी दूर करनी हो तो उसे सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड से भरे बल्ब में होकर प्रवाहित करना चाहिये।

सलफ्यूरिक एसिड बहुत से यौगिकों के अणुओं से भी पानी खींच लेता है। गन्ने की शक्कर पर सलफ्यूरिक एसिड डालें तो केवल कोयला रह जायगा—पानी के अणु एसिड में मिल जायेंगे—



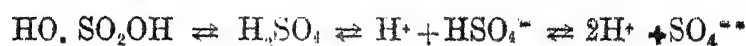
इसी प्रकार फॉर्मिक एसिड में से कार्बन एक्वासाइड निकलता है—



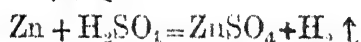
कार्बनिक रसायन में इस प्रकार की अनेक प्रतिक्रियाओं के लिये सलफ्यूरिक एसिड का उपयोग होता है—जैसे थैलिक एसिड और रिसोर्सिनोल द्वारा रंग बनाने में कुछ बूंदें सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड की काफ़ी हैं।

सलफ्यूरिक एसिड की अम्लता—इलका सलफ्यूरिक एसिड विलयन प्रबल अम्ल है, पर यह नहीं समझना चाहिये कि सलफ्यूरिक एसिड प्रबलतम अम्ल है। वस्तुतः हाइड्रोक्लोरिक और नाइट्रिक एसिड सलफ्यूरिक एसिड से अधिक प्रबल अम्ल हैं। अम्ल की प्रबलता तो इस बात पर निर्भर है कि बराबर सान्द्रताओं पर कौन अधिक हाइड्रोजन आयन देता है। इस प्रकार $\frac{N}{10}$ सलफ्यूरिक एसिड में आयन विभाजन केवल ६०.७ प्रतिशत होता है, पर नाइट्रिक और हाइड्रोक्लोरिक एसिड इसी सान्द्रता पर ६६ और ६५% के लगभग आयनीकृत होते हैं।

रामन् वर्ण चित्र से भी यह स्पष्ट है कि सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड का सूत्र $\text{OH} \cdot \text{SO}_2 \cdot \text{OH}$ होना चाहिये, जिसमें सल्फोनिक एसिड मूल— $\text{SO}_2 \cdot \text{OH}$ है, और पानी मिलाने पर इसकी रचना में निम्न प्रकार परिवर्तन होता है—



इलका सलफ्यूरिक एसिड अनेक धातुओं के साथ (एंटीमनी, विसमथ, पारा, ताँबा, सीसा, और राजसी धातुओं को छोड़ कर शेष सब के साथ) हाइड्रोजन गैस देता है—



सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड धातुओं के साथ ठंडे तापक्रम पर प्रतिक्रिया नहीं करता पर ऊँचे तापक्रमों पर गन्धक द्विऑक्साइड और दूसरे पदार्थ देता है।

सलफ्यूरिक एसिड की उपचायक प्रतिक्रियायें—इलके सलफ्यूरिक एसिड में उपचायक गुण नहीं है, पर गरम सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड द्वारा उपचयन सम्भव है। साधारणतया प्रतिक्रिया निम्न प्रकार है—



हम कुछ उल्लेखनीय प्रतिक्रियायें यहाँ देंगे—

(१) कार्बन के साथ गरम करने पर सान्द्र एसिड कार्बन द्विऑक्साइड और गन्धक द्विऑक्साइड देता है—



(२) गन्धक के साथ गरम करने पर सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड गन्धक द्विऑक्साइड देता है—

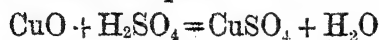
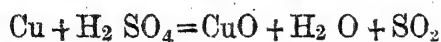


(१) ताँबे के साथ सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड (गरम) तााम्र सलफेट और गन्धक ट्रायॉक्साइड देता है—

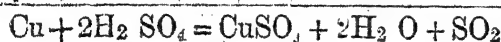
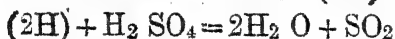
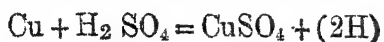


इस प्रतिक्रिया की व्याख्या दो प्रकार से की जा सकती है—

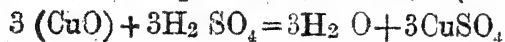
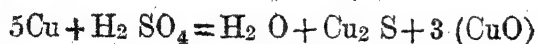
(क) पहले ताँबा उपचित होकर तााम्र ऑक्साइड बनता है, और यह ऑक्साइड फिर सलफेट में परिणत होता है—



(ख) यह भी माना जा सकता है कि ताँबा सलफ्यूरिक एसिड के साथ पहले तो तााम्र सलफेट और हाइड्रोजन देता है। यह हाइड्रोजन बाद को सलफ्यूरिक एसिड का उपचयन करता है।

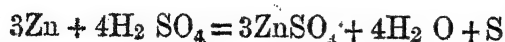


यदि तापक्रम 130° के नीचे ही रक्खा जाय ($130^\circ - 170^\circ$), तो ताँबे और सलफ्यूरिक एसिड के योग से थोड़ा सा क्यूप्रस सलफाइड भी बनता है—

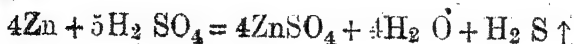


270° के ऊपर क्यूप्रस सलफाइड बिलकुल नहीं बनता।

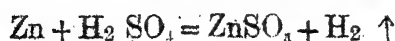
(४) जस्ता और सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड (जिसमें कुछ प्रतिशत पानी भी हो), गरम किये जाने पर यशद सलफेट और गन्धक देता है—



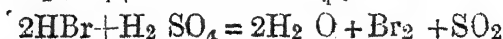
यदि सलफ्यूरिक एसिड कुछ और हलका हो तो हाइड्रोजन सलफाइड भी बनता है—



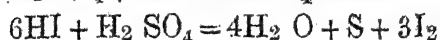
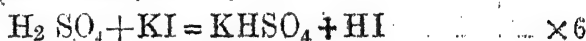
साथ में कुछ हाइड्रोजन भी बनता है—



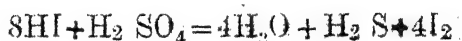
(५) सान्द्र ऐसिड पोटैसियम ब्रोमाइड के साथ ब्रोमीन मुक्त करता है—



(६) सान्द्र ऐसिड पोटैसियम आयोडाइड के साथ गन्धक, आयोडीन और हाइड्रोजन सल्फाइड देता है—



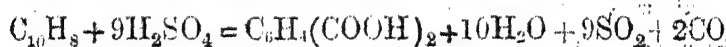
और



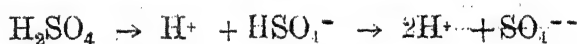
अथवा



(७) सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड नैफथलीन को मरक्यूरिक सल्फेट की विद्यमानता में (उत्प्रेरक) उपचित करके थैलिक ऐसिड देता है।



सल्फेट—सल्फ्यूरिक ऐसिड द्विभास्मिक अम्ल है। अतः ये सामान्य सल्फेट और ऐसिड सल्फेट इन दो श्रेणियों के लक्षण देता है।



पोटैसियम सल्फेट, K_2SO_4 , और पोटैसियम हाइड्रोजन सल्फेट, KHSO_4 , और इसी प्रकार अन्य लवण होते हैं। सामान्य सल्फेटों में निम्न सल्फेट निश्चित आकृति के मण्डित देते हैं, जिनमें मणिभीकरण का जल भी होता है—

कॉपर सल्फेट $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (नूतिया या नीला थोथा)

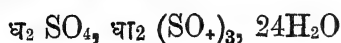
फेरस सल्फेट $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (कसीस, हराकसीस)

यशद सल्फेट $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (सफेद कसीस)

ये पानी में विलेय हैं।

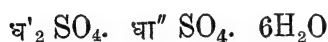
कुछ सल्फेट ऐसे हैं जो परस्पर संयुक्त होकर द्विगुण सल्फेट बनाते हैं। इनकी दो जातियाँ हैं—

(१) फिटकरी—इनमें एक सल्फेट तो एक-संयोज्यता वाली धातु का होता है, और दूसरा तीन-संयोज्यता वाली धातु का। प्रत्येक फिटकरी के रवे में २४ अणु पानी के होते हैं।



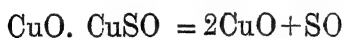
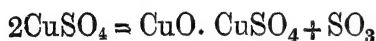
साधारण फिटकरी पोटैसियम ऐल्यूमीनियम सल्फेट है— $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; पर अमोनियम फिटकरी $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; क्रोम फिटकरी, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; फेरिक अमोनियम फिटकरी, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; आदि भी ज्ञात हैं।

(२) दूसरे द्विगुण लवण वे हैं जिनमें एक-संयोज्यता वाली धातु का एक सल्फेट होता है, और दूसरा सल्फेट दो-संयोज्यता वाली धातु का। इनके मणिभों में पानी के ६ अणु होते हैं।

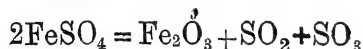


जैसे—फेरस अमोनियम सल्फेट, $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; और क्यूप्रिक पोटैसियम सल्फेट $\text{CuSO}_4 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

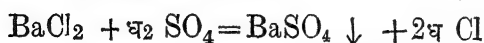
द्वार और पार्थिव द्वार तत्त्वों के सल्फेट तप्त किये जाने पर विभक्त नहीं होते, पर भारी धातुओं के सल्फेट विभक्त होने पर भाश्मिक सल्फेट और अन्त में धातु के ऑक्साइड देते हैं—



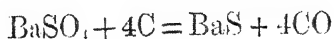
इन प्रतिक्रियाओं में अधिकतर गन्धक त्रिऑक्साइड गैस निकलती है। फेरस सल्फेट अपवाद है क्योंकि इसे गरम करने पर गन्धक द्विऑक्साइड गैस भी निकलती है—



विलेय सल्फेट बेरियम क्लोराइड के विलयन के साथ बेरियम सल्फेट का सफेद अवक्षेप देते हैं जो अम्लों में नहीं घुलता (सांद्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर घुल जाता है)—

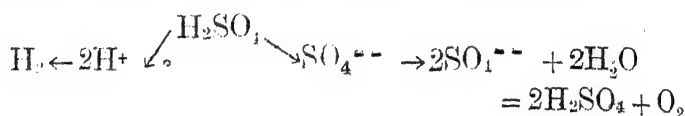


सल्फेट कोयले के साथ तपाये जाने पर सल्फाइड में परिणत हो जाते हैं—

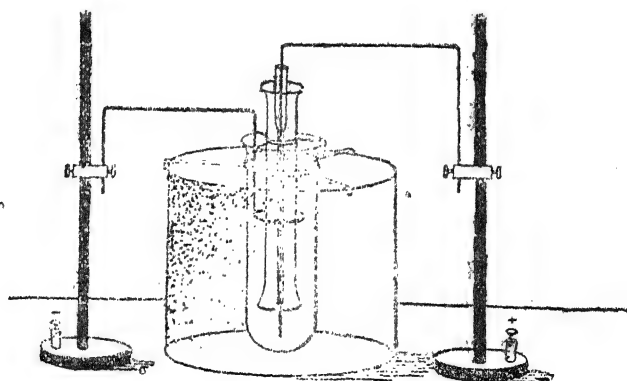
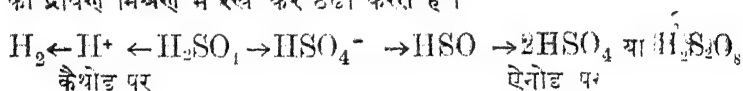


परसल्फ्यूरिक एसिड (Per-sulphuric Acid)

सन् १८३५ में फ़ैरेडे ने यह देखा कि यदि अच्छी सान्द्रता के सल्फ्यूरिक एसिड विलयन का विद्युत्-विच्छेदन किया जाय तो साधारणतया जो ऑक्सीजन निकलना चाहिये, वह निकलना बन्द हो जाता है।

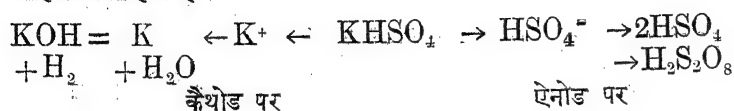


यदि ५०% सल्फ्यूरिक एसिड का विलयन बर्क में ठंडा करके ऊँचे घनत्व की विद्युत्-धारा द्वारा विच्छेदित किया जाय तो परसल्फ्यूरिक एसिड बनता है। ऐनोड महीन लोडिनम के तार का होता है। इसके चारों ओर काँच की नली परदे का काम करती है। कैथोड लोडिनम तार का एक बल्लय होता है जिसे परदे (डायफ्राम) के बाहर रखते हैं। संपूर्ण उपकरण को द्रावण मिश्रण में रख कर ठंडा करते हैं।



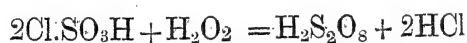
चित्र १२३ — परसल्फ्यूरिक एसिड बनाना

सन् १८६१ में मार्शल (Marshall) ने यह देखा कि यदि पोटैसियम ऐसिड सलफेट, KHSO_4 , का सान्द्र विलयन बर्फ में ठंडा करके विद्युत्-विच्छेदित किया जाय, तो ऐनोड पर KSO_4 या $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ संगठन के मणिभ जमा होते हैं।

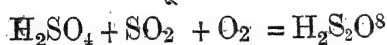


पोटैसियम परसलफेट द्वारा हिमांक अवनमन कितना होता है, यह देख कर इसका द्विगुण सूत्र $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ (न कि KSO_4) ठीक माना गया है।

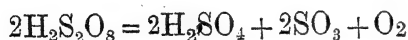
अन्य विधियाँ—(१) परसलफ्यूरिक ऐसिड बनाने की एक विधि यह भी है कि क्लोरोसल्फोनिक ऐसिड पर निर्जल हाइड्रोजन परॉक्साइड की प्रतिक्रिया करायी जाय—



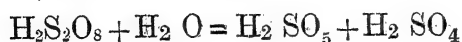
(२) सन् २८७८ में बर्थेलो (Berthelot) ने गन्धक द्विआक्साइड और ऑक्सीजन के मिश्रण को ओज़ोनाइज़र के विसर्ग में रक्खा। प्रतिक्रिया में जो द्रव्य बना उसे सलफ्यूरिक ऐसिड में घोला—



गुण—इस प्रकार जो परसलफ्यूरिक ऐसिड बनता है, उसे “पर-द्विसलफ्यूरिक ऐसिड” कहते हैं। इसके नीरंग जलग्राही मणिभ होते हैं जिनका द्रवणांक 65° है। बहुत समय रख छोड़ने पर या गरम किये जाने पर ऑक्सीजन देने लगते हैं—

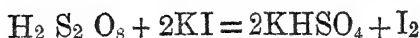


इनका पानी में विलयन उदविच्छेदित होकर सलफ्यूरिक ऐसिड और पर-एक-सलफ्यूरिक ऐसिड देता है—

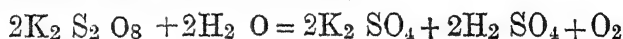


परद्विसलफ्यूरिक ऐसिड प्रकाश से भी विभाजित हो जाता है।

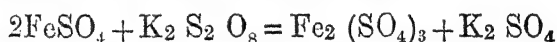
पोटैसियम आयोडाइड के विलयन के साथ यह ऐसिड आयोडीन मुक्त करता है—



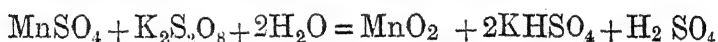
परसलफेट—परद्विसलफ्यूरिक एसिड के लवण परसलफेट कहलाते हैं। सभी ज्ञात परसलफेट पानी में विलेय हैं। परसलफ्यूरिक एसिड और परसलफेट दोनों ही प्रबल उपचायक हैं। इनके विलयनों को गरम किया जाय तो सलफेट और ऑक्सीजन मिलते हैं—



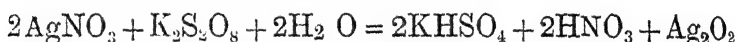
फेरस लवणों को परसलफेट फेरिक बना देते हैं—



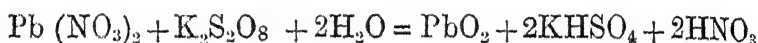
मैंगनस लवणों को ये मैंगनीज़ द्विऑक्साइड में परिणत करते हैं—



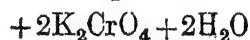
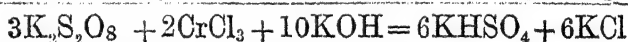
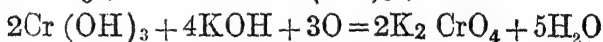
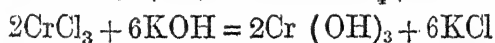
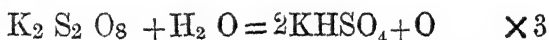
चाँदी के लवण भी सिलवर परीक्साइड में परिणत हो जाते हैं—



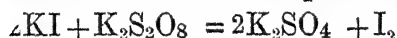
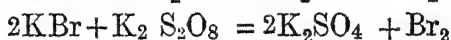
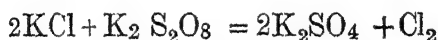
इस प्रकार सोस लवण लेड परीक्साइड में परिणत होते हैं—



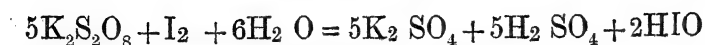
क्षारीय विलयन में क्रोमियम लवण पोटैसियम परसलफेट के योग से क्रोमेट देते हैं—



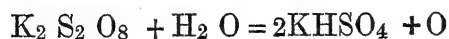
परसलफेटों के विलयन हैलाइडों में से क्लोरिन, ब्रोमीन और आयोडीन मुक्त करते हैं—



पर आयोडाइड में से आयोडीन धीरे धीरे निकलती है। प्रतिक्रिया के वेग का अध्ययन किया जा सकता है। आयोडीन और पोटैसियम परसलफेट में फिर प्रतिक्रिया होकर आयोडिक एसिड भी बन जाता है—



इन उपचयन प्रतिक्रियाओं में मूल समीकरण निम्न है—



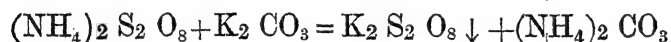
अथवा



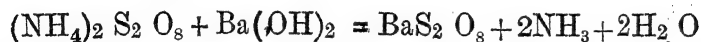
इन सब प्रतिक्रियाओं में पोटैसियम परसलफेट (या पर द्विसलफ्यूरिक एसिड) हाइड्रोजन परौक्साइड के समान है। अन्तर इतना है कि हाइड्रोजन परौक्साइड का विलयन पोटैसियम परमैंगनेट के विलयन को नीरंग कर देता है, पर परसलफेट या परद्विसलफ्यूरिक एसिड का विलयन पोटैसियम परमैंगनेट के विलयन को नीरंग नहीं करता।

अमोनियम परसलफेट, $(NH_4)_2S_2O_8$ — यह अमोनियम सलफेट के ठंडे संतृप्त विलयन को विद्युत् विच्छेदित करने पर बनता है। एनोड का द्रव अमोनियम सलफेट का संतृप्त विलयन होता है, और एनोड प्लैटिनम-कुंडली का होता है। कैथोड द्रव सलफ्यूरिक एसिड होता है, और कैथोड सीसे की नली होती है, जो रन्ध्रमय पात्र में रखी होती है।

अमोनियम परसलफेट से ही दूसरे परसलफेट बनाते हैं। अमोनियम परसलफेट के संतृप्त विलयन में पोटैसियम कार्बोनेट छोड़ने पर पोटैसियम परसलफेट का अवक्षेप आता है—



इसी प्रकार सोडियम परसलफेट बनता है। बेरियम हाइड्रौक्साइड के योग से बेरियम परसलफेट बनता है। लवण के ऊपर हवा प्रवाहित करके अमोनिया अलग कर देते हैं—



कैल्सियम परसलफेट इतना अधिक विलेय है, कि इसके मणिम नहीं बनाये जा सकते।

कैरो का पर-एक-सलफ्यूरिक एसिड (Caro's Persulphuric acid), H_2SO_5 —सन् १८६८ में कैरो (Caro) ने पोटैसियम परसलफेट को सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में घोल कर एक नया परसलफ्यूरिक एसिड बनाया जो प्रबल उपचायक था—यह ऐनोलिन को नाइट्रोबैज़ीन में परि-

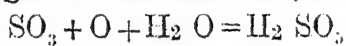
एत कर सकता था। यह परसलफ्यूरिक एसिड मार्शल के परद्विसलफ्यूरिक एसिड से भिन्न था। इस एसिड का नाम कैरो का एसिड पड़ा। सन् १९०१ में बायर (Baeyer) और विल्लिगर (Villiger) ने इसका विशेष अध्ययन किया।

बायर और विल्लिगर ने सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड के साथ पोटैसियम परसलफेट को पीसा और फिर इसे १ घंटा रख छोड़ा। अब प्राप्त मिश्रण को बर्फ पर डाला। जो सलफ्यूरिक एसिड मुक्त रह गया उसे अविलैय बेरियम फॉस्फेट के साथ हिला कर दूर कर लिया। इस प्रकार इन लोगों को जो विलयन मिला उसमें संभवतः मार्शल का परद्विसलफ्यूरिक एसिड, कैरो का एसिड और हाइड्रोजन परॉक्साइड तीनों थे।

विलयन में उन्होंने SO_3 और परॉक्साइड ऑक्सीजन O का अनुपात निकाला—

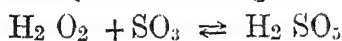
$$\frac{\text{SO}_3}{\text{O}} = 1:1$$

यह अनुपात १:१ मिला अतः कैरो एसिड का सूत्र—

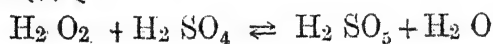


H_2SO_5 हुआ।

सन् १९०६ में आह्ले (Ahle) ने गन्धक त्रिऑक्साइड और निर्जल हाइड्रोजन परॉक्साइड के योग से भी मुक्त कैरो का एसिड बनाया—



सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड और हाइड्रोजन परॉक्साइड के बीच की प्रतिक्रिया उत्कमणीय है—



कैरो का एसिड श्वेत मणिभीय पदार्थ है जिसका द्रवणांक 45° है। यह ठोस रूप में कई दिन रक्खा जा सकता है, पर धीरे धीरे यह ओज़ोन-युक्त ऑक्सीजन देने लगता है।

कैरो का एसिड भी लगभग सभी उपचायक प्रतिक्रियाएँ देता है जो मार्शल का परद्विसलफ्यूरिक एसिड देता है। अन्तर इतना है कि यह पोटैसियम आयोडाइड के विलयन के साथ तत्क्षण आयोडीन मुक्त कराता है (मार्शल का एसिड धीरे धीरे)। पोटैसियम परमैंगनेट के विलयन को यह एसिड भी नीरंम नहीं करता। इस प्रकार हाइड्रोजन परॉक्साइड, कैरो के एसिड और मार्शल के एसिड तीनों की पहचान की जा सकती है।

कैरो के ऐसिड का आयतन अनुमापन कॅस्टिक क्षारों से नहीं किया जा सकता, चाहे मेथिल-अर्रेञ्ज सूचक काम में लावें, चाहे फीनोलथैलीन, मेथिल अर्रेञ्ज तो उपचित हो जाता है, और फीनोलथैलीन से स्पष्ट बिन्दु नहीं मिलता।

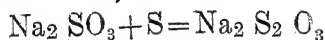
कैरो के ऐसिड के लवण नहीं ज्ञात हैं।

थायोसलफ्यूरिक और थायोनिक ऐसिड

[Thiosulphuric and Thionic Acids]

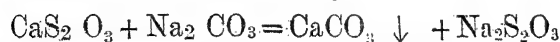
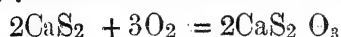
थायोसलफेट और थायोसलफ्यूरिक ऐसिड, $H_2 S_2 O_3$ —थायो-सलफ्यूरिक ऐसिड तो अस्थायी है। पर इसके लवण अधिक स्थायी हैं। इन लवणों में सोडियम थायोसलफेट सबसे अधिक प्रसिद्ध है। इसे हाइपो कहते हैं।

(१) यदि सोडियम सलफाइड के विलयन को गन्धक चूर्ण के साथ उबाला जाय, तो विलयन के ठंडा होने पर एक लवण पृथक् होता है जो $Na_2 S_2 O_3 \cdot 5H_2 O$, है।

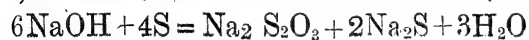


५० ग्राम सोडियम सलफाइड के मणिभों को १०० c.c. पानी में घोलो और ७ ग्राम गन्धक का महीन चूर्ण (गन्धक-पुष्प नहीं, क्योंकि उसमें निष्क्रिय अमणिभ गन्धक होता है) मिलाओ। मिश्रण को धीरे धीरे २ घंटे तक उबालो (कुछ पानी उड़ जायगा, इसलिये बीच बीच में थोड़ा सा पानी डालते जाओ)। जब सब गन्धक विलुप्त हो जाय, गरम विलयन को छान लो, और फिर चीनी की प्याली में औटाओ। विलयन को तब तक गाढ़ा करो, जब तक कि एक मणिभ हाइपो का डालने पर यह मणिभीकृत न होने योग्य बन जाय।

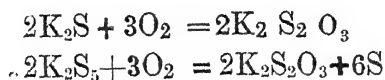
(२) क्षार के व्यवसाय में जो व्यर्थ कैल्सियम सलफाइड कूड़े कचड़े में होता है, उससे भी हाइपो बनाया जा सकता है। हवा में खुला रख छोड़ने पर यह कैल्सियम थायोसलफेट बन जाता है। इसमें फिर सोडियम कार्बोनेट छोड़कर सोडियम थायोसलफेट बनाते हैं—



(३) यदि कॅस्टिक क्षार के साथ गन्धक गलाया जाय या विलयन में उबाला जाय, तो सलफाइड और थायोसलफेट दोनों बनते हैं—



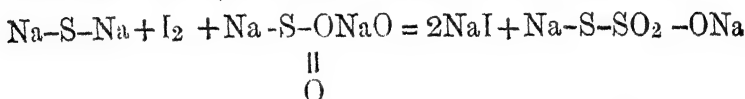
(४) विलेय सलफाइड के हवा में उपचित होने पर भी थायोसलफेट बनता है—



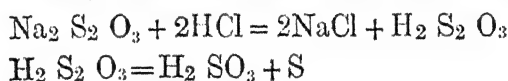
(५) कच्चे सोडियम सलफाइड को जिसमें कुछ सोडियम कार्बोनेट होता ही है, गन्धक द्विआक्साइड के साथ गरम करने पर भी हाइपो बनता है—



(६) यदि सोडियम सलफाइड और सोडियम सलफाइट का समागु-मिश्रण लिया जाय और आयोडीन से प्रतिक्रिया करें तो हाइपो बनेगा—



गुण—(१) हाइपो के विलयन में यदि ऐसिड का हलका विलयन छोड़ा जाय तो कुछ क्षणों के लिये थायोसलफ्यूरिक ऐसिड बनता है, पर बाद को यह सलफ्यूरस ऐसिड और गन्धक में विभक्त हो जाता है—

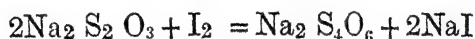


(२) हाइपो को यदि गरम करें तो यह विभक्त होकर सोडियम सलफेट और सोडियम पंचसलफाइड देता है । इसी प्रकार की प्रतिक्रिया अन्य थायोसलफेटों के साथ भी होती है—

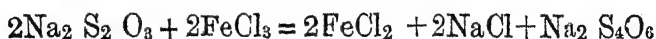


भारी धातुओं के थायोसलफेटों के विलयन उबालने पर ही सलफाइड, गन्धक और सलफेट आदि में विभक्त हो जाते हैं ।

(३) आयोडीन के विलयन को हाइपो नीरंग करता है । आयोडीन और थायोसलफेट की प्रतिक्रिया में चतुःथायोनेट बनते हैं—

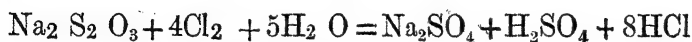


(४) फेरिक क्लोराइड के योग से भी हाइपो चतुःथायोनेट में परिणत हो जाता है—



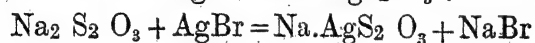
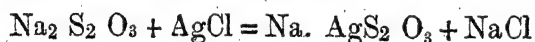
ये दोनों प्रतिक्रियायें (३ और ४) आयोडीन के अनुमापन (titration) में काम आती हैं।

(५) अधिक प्रबल उपचायकों के साथ (जैसे क्लोरीन या ब्रोमीन) हाइपो सल्फेट और सल्फ्यूरिक एसिड में परिणत हो जाता है—



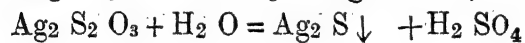
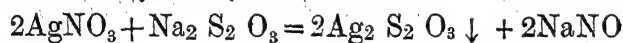
हाइपो का उपयोग “एंटीक्लोर” के रूप में कपड़ों के व्यवसाय में होता है। क्लोरीन द्वारा वस्त्र नीरंग किये जाते हैं, और क्लोरीन की अवशिष्ट मात्रा को हाइपो के विलयन से दूर करते हैं।

(६) हाइपो के विलयन में सिलवर क्लोराइड, सिलवर ब्रोमाइड या सिलवर आयोडाइड आसानी से घुल जाते हैं—

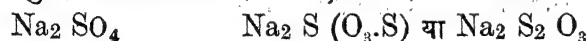


इस सोडियम सिलवर थायोसल्फेट का स्वाद मीठा होता है। फोटोग्राफी में इसी प्रतिक्रिया के अनुसार हाइपो का उपयोग चित्र स्थायी करने में (“फिक्स”) होता है।

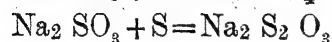
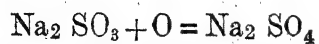
(७) रजत नाइट्रेट के विलयन के साथ हाइपो पहले तो सफेद अवक्षेप रजत थायोसल्फेट का देता है, पर यह अवक्षेप रजत सल्फाइड बनने के कारण बाद को काला पड़ जाता है—



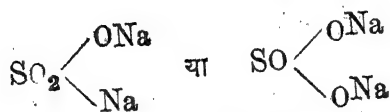
हाइपो का संगठन—सोडियम सल्फेट का एक ऑक्सीजन परमाणु गन्धक परमाणु द्वारा स्थापित कर दिया जाय, तो थायोसल्फेट बन जाता है—



सोडियम सल्फाइड और ऑक्सीजन के योग से जैसे सोडियम सल्फेट बनता है, वैसे ही सोडियम सल्फाइड और गन्धक के योग से थायोसल्फेट बनता है।



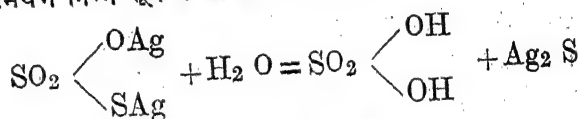
सोडियम सल्फाइड के दो सूत्र हो सकते हैं—



अतः थायोसलफेट के भी दो सूत्रों की संभावना है—

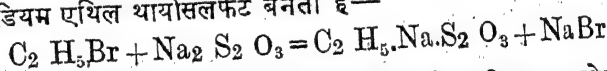


क्योंकि सोडियम सलफेट, $\text{SO}_2 \begin{cases} \text{ONa} \\ \text{ONa} \end{cases}$ है, और थायोसलफेट और सलफेट समान हैं, अतः हाइपो का सूत्र भी संभवतः (१) वाला ही है।
(१) रजत थायोसलफेट और पानी के योग से रजत सलफाइड बनता है, इसका समर्थन निम्न सूत्र के आधार पर होगा।

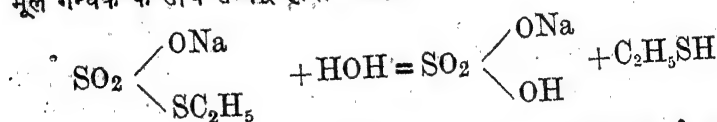


इससे भी (१) वाले सूत्र का समर्थन होता है।

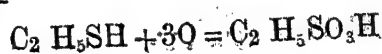
(२) एथिल ब्रोमाइड और सान्द्र सोडियम थायोसलफेट विलेयन के योग से सोडियम एथिल थायोसलफेट बनता है—



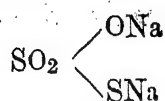
इसको हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ गरम करें, तो एथिल हाइड्रोजन-सलफाइड (मरकप्तान), $\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$, बनता है जिसमें एथिल मूल गन्धक के साथ सीधे सम्बद्ध है। अतः सोडियम एथिल थायोसलफेट में भी एथिल मूल गन्धक के साथ सम्बद्ध होना चाहिये—



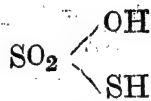
मरकप्तान (mercaptan) में एथिल मूल गन्धक के साथ ही सम्बद्ध है, इसकी पुष्टि इसके उपचयन से होती है जिससे एथिल सलफोनिक एसिड बनता है—



अतः हाइड्रो का सूत्र निम्न हुआ—

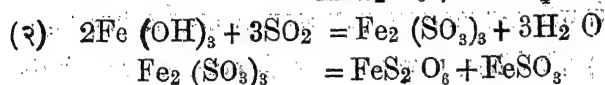
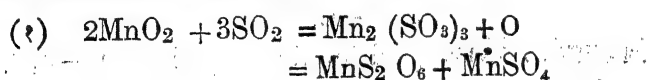


थायोसलफेट

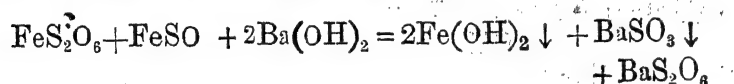


थायोसलफ्यूरिक एसिड

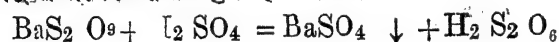
द्विथायोनिक एसिड, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ —यदि पानी में पायरोसल्फाइट (MnO_2) या लोहे या कोबल्ट के ऑक्साइड आस्रित किये जायें, और फिर गन्धक द्विऑक्साइड गैस प्रवाहित करें तो द्विथायोनेट बनते हैं—



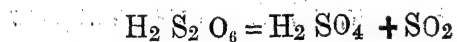
यदि मिश्रण में बेरियम हाइड्रॉक्साइड डाला जाय, और विलयन को छाना जाय, तो बेरियम सलफेट और मैंगनस ऑक्साइड (या बेरियम सलफाइट और फेरस हाइड्रॉक्साइड) तो छानने पर रह जायेंगे और विलय बेरियम थायोसलफेट विलयन में चला आवेगा—



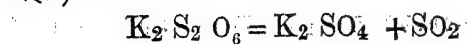
बेरियम द्विथायोनेट के विलयन में सलफ्यूरिक एसिड की गुणित मात्रा छोड़ने पर द्विथायोनिक एसिड मुक्त हो जायगा—



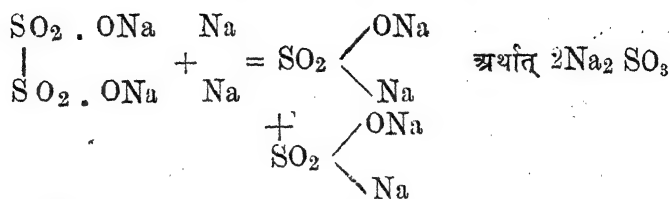
इसका विलयन गर करके कुछ गाढ़ा किया जा सकता है, पर अधिक गरम होने पर यह विभक्त हो जाता है—



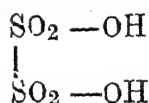
इसके लवण भी गरम होने पर गन्धक द्विऑक्साइड देते हैं। (गन्धक नहीं) —



सोडियम द्विथायोनेट और सोडियम सरस के योग होने पर सोडियम सलफाइट बनता है—



इस प्रतिक्रिया के आधार पर त्रिथायोनिक एसिड का सूत्र निम्न हुआ—

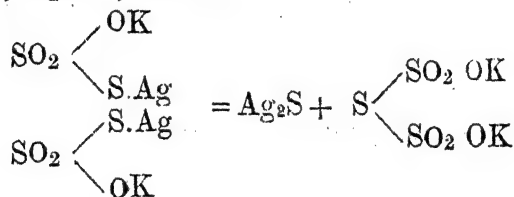


त्रिथायोनिक एसिड, (Trithionic acid) $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6$ —यह एसिड मुक्त रूप में नहीं पाया जाता पर इसके लवण त्रिथायोनेट मिलते हैं।

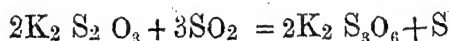
(१) यदि पोटैसियम बाइसल्फाइट को गन्धक से साथ धीरे धीरे गरम किया जाय तो पोटैसियम त्रिथायोनेट बनता है—



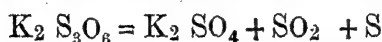
(२) पोटैसियम सिलवर थायोसल्फेट के विलयन को गरम करें तो सिलवर सल्फाइड का अवक्षेप आता है, और विलयन में पोटैसियम त्रिथायोनेट, $\text{K}_2\text{S}_3\text{O}_6$, रहता है—



(३) पोटैसियम थायोसल्फेट के विलयन को गन्धक द्विऑक्साइड से तब तक संतृप्त करें जब तक विलयन पीला न पड़ जाय, और फिर तब तक रख छोड़ें जब तक नीरंग न हो जाय, और फिर गन्धक द्विऑक्साइड प्रवाहित करें तो पोटैसियम त्रिथायोनेट के मणिम मिलेंगे—

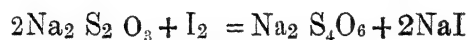


त्रिथायोनेट लवणों में पोटैसियम लवण ही अधिक प्रसिद्ध है। यह गरम होने पर गन्धक और गन्धक द्विऑक्साइड देता है—



ठंडे तापक्रम पर यह बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप नहीं देता; रजत नाइट्रेट के साथ पीला अवक्षेप आता है। यह थोड़ी देर में काला पड़ जाता है।

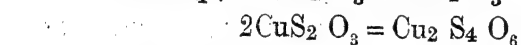
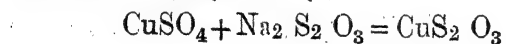
चतुः थायोनिक एसिड, $H_2S_4O_6$ —(१) यह कहा जा चुका है कि सोडियम थायोसलफेट को आयोडीन के विलयन में मिलाया जाय तो आयोडीन का रंग उड़ जाता है। प्रतिक्रिया में सोडियम चतुःथायोनेट बनता है—



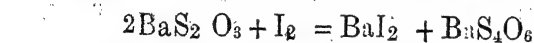
इस प्रतिक्रिया का उपयोग आयोडीन-अनुमापन में (स्टार्च-निशास्ता-सूचक की उपस्थिति में) किया जाता है।

फोर्डो (Fordos) और गेलिस (Gelis) ने १८४३ में सोडियम चतुःथायोनेट की खोज की थी। यदि शुद्ध लवण बनाना है, तो आयोडीन को एलकोहल में घोलना चाहिये और विलयन को ठंडा करके बूँद बूँद करके सोडियम थायोसलफेट का संतृप्त विलयन डालना चाहिये। सोडियम चतुःथायोनेट एलकोहल की विद्यमानता में पृथक् होने लगेगा। छान कर इसे एलकोहल से धोना चाहिये, और फिर सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर सुखा लेना चाहिये।

(२) ताम्र सलफेट और सोडियम थायोसलफेट के योग से पहले तो ताम्र थायोसलफेट का अवक्षेप आता है, पर यह बाद को क्यूप्रस चतुःथायोनेट में परिणत हो जाता है।



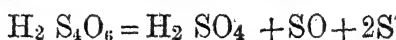
(३) बेरियम थायोसलफेट के विलयन में आयोडीन मिलाने पर बेरियम चतुःथायोनेट बनता है, और साथ साथ बेरियम आयोडाइड भी बनता है—



यदि इस मिश्रण में एलकोहल छोड़ा जाय तो एलकोहल में आयोडीन और बेरियम आयोडाइड तो घुल जायँगे, और बेरियम चतुःथायोनेट अविलेय रह जायगा। इसे पृथक् कर लें, और फिर पानी में घोल कर इस बेरियम लवण में सल्फ्यूरिक एसिड की गुणित मात्रा छोड़ें तो बेरियम सलफेट अवक्षिप्त हो जायगा, और विलयन में मुक्त चतुःथायोनिक एसिड रहेगा।



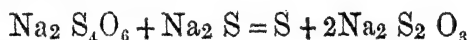
चतुःथायोनिक ऐसिड नीरंग द्रव है। हलके विलयनों में यह काफी स्थायी है। सीमा से अधिक गाढ़ा करने पर यह निम्न प्रकार विभक्त होता है—



सोडियम चतुःथायोनेट सोडियम संरस और पानी के योग से सोडियम थायोसल्फेट देता है—

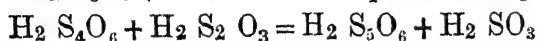
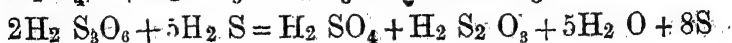
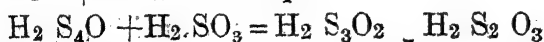
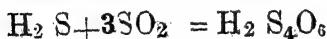
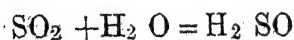


सोडियम चतुःथायोनेट सोडियम सल्फाइड के योग से भी थायो-सल्फेट और गन्धक देता है—

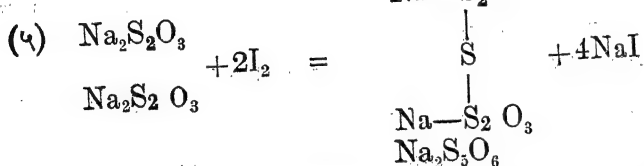
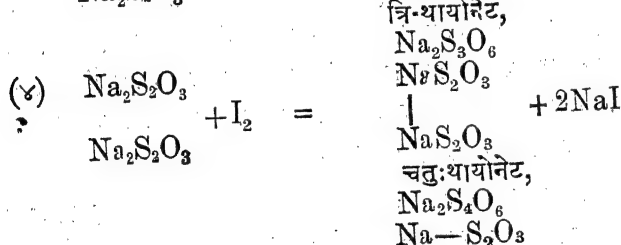
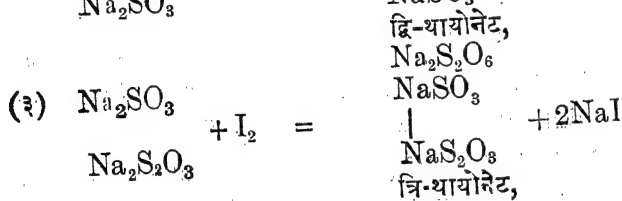
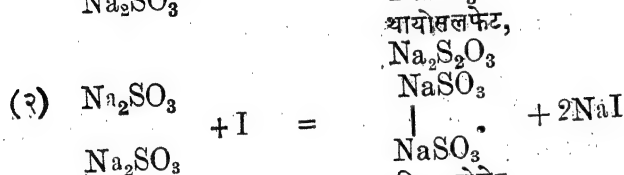
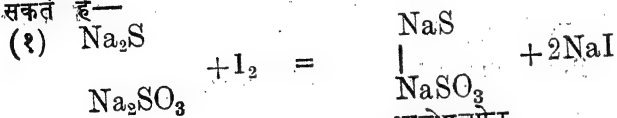


पंचथायोनिक ऐसिड, $\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$ —यदि सल्फ्यूरस ऐसिड के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित की जाय तो अनेक पदार्थ बनते हैं। कोलायडीय गन्धक का तो अवक्षेप आता है, और जो दूधिया विलयन होता है (जिसे वेकनरोडर—Wackenroder's का विलयन कहते हैं), उसमें पंचथायोनिक ऐसिड होता है। यदि विलयन में एक-तहाई तुल्यमात्रा कास्टिक पोटाश की डालें, और विलयन को स्वतः सूखने दें, तो तो पोटैसियम चतुःथायोनेट का मिश्रण मिलेगा। आंशिक मणिभीकरण द्वारा दोनों के रवों को पृथक् पृथक् कर सकते हैं। ज़ाइलीन और ब्रोमोफॉर्म के २५ घनत्व के मिश्रण में प्लावन-विधि द्वारा दोनों के मणिभ अलग किये जा सकते हैं। पोटैसियम चतुःथायोनेट, $\text{K}_2\text{S}_4\text{O}_6$, नीचे बैठ जायगा, और पंचथायोनेट, $\text{K}_2\text{S}_5\text{O}_6$, ऊपर उठ आवेगा।

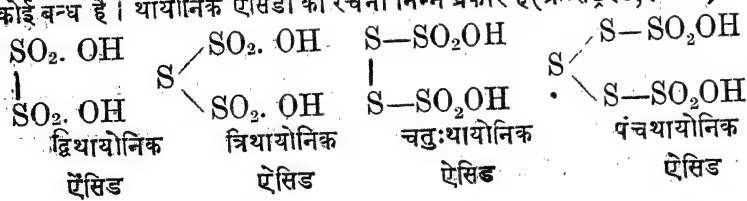
वेकनरोडर-विलयन में विभिन्न पदार्थ निम्न प्रतिक्रियाओं द्वारा बनते हैं, जैसा कि डेबस (Debus) ने १८८८ में पदार्शित किया था—



थायोनिक एसिडों की रचना और उनका पारस्परिक संबंध
सोडियम सल्फाइड, सोडियम सल्फाइट, सोडियम थायोसल्फेट आदि
के परस्पर युग्म लेकर आयोडीन से प्रतिकृत कराने पर लगभग सभी थायोनेट
बन सकते हैं—

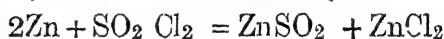


ऊपर दिये गये सूत्रों से यह न समझना चाहिये कि Na-Na के बीच में
कोई बन्ध है। थायोनिक एसिडों की रचना निम्न प्रकार है (ब्रोमस्ट्रेण्ड, १८७०)—



गन्धक के अन्य ऑक्सि-ऐसिड

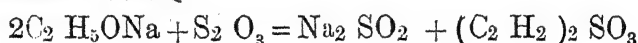
सल्फोक्जिलिक ऐसिड (Sulphoxylic acid)— H_2SO_3 —यह केवल जिक लवण के रूप में अथवा कार्बनिक यौगिकों के रूप में पाया जाता है। मुक्त अम्ल तैयार नहीं किया जा सका। यशद धातु और सल्फ्यूरिल क्लोराइड के योग से यह बनता है—



फॉर्मिलडीहाइड के साथ इसका निम्न यौगिक मिलता है—



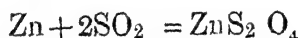
सोडियम एथिलेट और गन्धक सेल्फिऑक्साइड के योग से सोडियम सल्फोक्सिलेट बनता है—



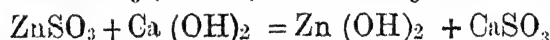
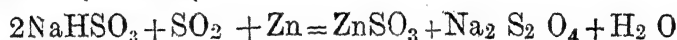
क्षार के जलीय विलयन और गन्धक एकॉक्साइड के योग से भी यह बनता है—



हाइपोसलफ्यूरस ऐसिड (Hyposulphurous acid), $H_2S_2O_4$ —
(१) यदि यशद (जस्ता) धातु को सल्फ्यूरस ऐसिड में घोला जाय तो धातु घुल तो जाती है, पर हाइड्रोजन नहीं निकलता। प्रतिक्रिया में यशद सल्फाइट तो नहीं, प्रत्युत यशद हाइपोसलफाइट, ZnS_2O_4 , बनता है—

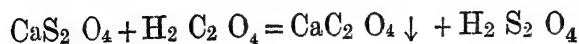


(२) सोडियम बाइसलफाइट के सान्द्र विलयन में जस्ता धातु की रज छोड़ी जाय और फिर गन्धक ट्रिऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाय, तो सोडियम हाइपोसलफाइट बनता है—

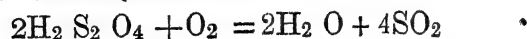


इस मिश्रण विलयन में यदि चूना डाला जाय तो जस्ता या यशद हाइड्रॉक्साइड बन कर अवक्षिप्त हो जायगा जिसे छान लिया जा सकता है। विलयन को फिर नमक से संतृप्त करें तो सोडियम हाइपोसलफाइट के मणिम पृथक् होंगे (नमक की उपस्थिति में सोडियम हाइपोसलफाइट की विलेयता कम हो जाती है)।

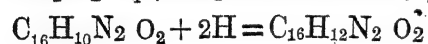
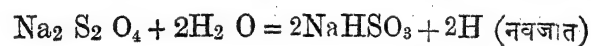
कैल्सियम हाइपोसलफाइट के विलयन में ऑक्जेलिक ऐसिड डालने पर कैल्सियम ऑक्जलेट पृथक् हो जाता है, और पीला विलयन मुक्त हाइपोसलफ्यूरस ऐसिड का मिलता है—



यह पीला विलयन हवा से ऑक्सीजन ले करके अपचित हो जाता है और गन्धक टिऑक्साइड बनता है—



सोडियम हाइपोसलफाइट को सोडियम हाइपोसलफाइट भी कहा जाता है। नील की रंगाई में इस लवण का विशेष उपयोग होता है क्योंकि यह अच्छा अपचायक है। यह इंडिगो या नील को इंडिगो-हाइट (श्वेतनील) में परिणत कर देता है, जो विलेय है (नील रंग स्वतः पानी में नहीं घुलता)।

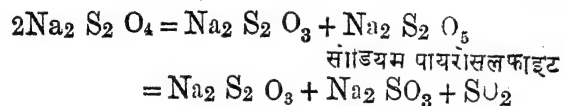


नील (अविलेय)

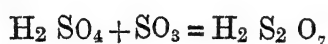
श्वेत नील (विलेय)

हाइपोसलफ्यूरस एसिड ताम्र सलफेट के विलयन को अपचित करके लाल ताम्रहाइड्राइड, $\text{Cu}_2 \text{ H}_2$, देता है। रजत नाइट्रेट के विलयन का अपचयन करके चाँदी देता है और पारे के लवणों को अपचित करके पारा देता है।

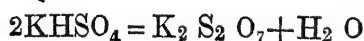
यह एसिड और इसके लवण गरम किये जाने पर विभक्त हो जाते हैं—



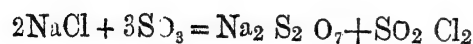
पायरोसलफ्यूरिक एसिड, $\text{H}_2 \text{ S}_2 \text{ O}_7$ —यह धूमवान सलफ्यूरिक एसिड में रहता है—



पोटैसियम हाइड्रोजन सलफेट रक्तत किये जाने पर पोटैसियम पायरोसलफेट देता है—

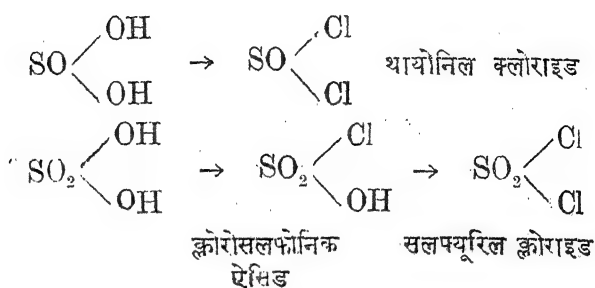


नमक और गन्धक टिऑक्साइड की प्रतिक्रिया से भी सोडियम पायरोसलफेट बनता है—



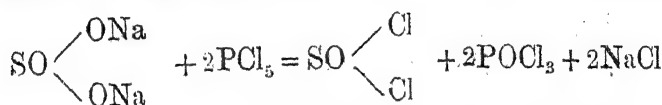
गन्धक के ऑक्सि-हैलोजन यौगिक

सलफ्यूरस और सलफ्यूरिक एसिड की रचना के अनुकूल तीन ऑक्सि-हैलोजन यौगिक महत्व के हैं—

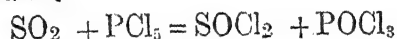


थायोनिज क्लोराइड के समान ही थायोनिज ब्रोमाइड, SOBr_2 , थायोनिज फ्लोराइड SOF_2 और थायोनिज क्लोरो-ब्रोमाइड, SOClBr , भी ज्ञात हैं।

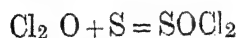
थायोनिज क्लोराइड (Thionyl chloride), SOCl_2 —(१) सोडियम सल्फाइट पर फॉस्फोरस पंचक्लोराइड की प्रतिक्रिया करने से यह बनता है—



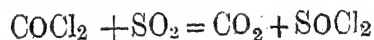
(२) यदि फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के ऊपर गन्धक द्विऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाय तो एक द्रव मिलता है, जिसके आंशिक स्रवण से थायोनिज क्लोराइड (बुझनांक 77°) और फॉस्फोरस ट्रायक्लोराइड (बुझनांक 107°) मिलते हैं—



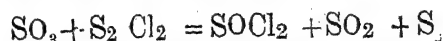
(३) गन्धक और क्लोरीन एक्वाइड के योग से— 12° पर भी थायोनिज क्लोराइड बनता है—



(४) तप्त कोयले पर गन्धक द्विऑक्साइड और कार्बोनिज क्लोराइड गैस प्रवाहित करने पर यह बनता है—

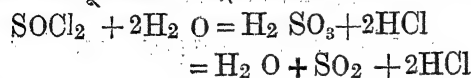


(५) व्यापारिक मात्रा में यह $75^\circ - 100^\circ$ पर गन्धक त्रिऑक्साइड और गन्धक क्लोराइड के योग से बनाया जाता है।



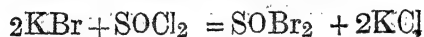
मिश्रण में क्लोरीन गैस प्रवाहित करके गन्धक को फिर गन्धक क्लोराइड में परिणत कर लेते हैं।

थायोनि लोराइड नीरंग द्रव है जिसका क्वथनांक 75° और 0° पर घनत्व १.६७ है। नम हवा में यह धूम देता है। पानी के योग से यह विभक्त होकर सलफ्यूरस और हाइड्रोक्लोरिक एसिड देता है—



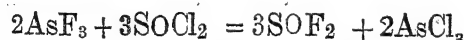
थायोनि लोराइड को सलफ्यूरस एसिड का एसिड लोराइड मानना चाहिये।

थायोनि ब्रोमाइड, SOBr_2 —थायोनि लोराइड और पोटैसियम ब्रोमाइड के योग से थायोनि ब्रोमाइड बनता है—



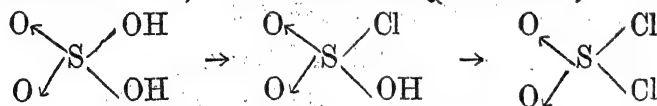
यह नारंगी रंग का द्रव है, जिसका क्वथनांक $55.0/80$ मि. मी. हैं।

थायोनि फ्लोराइड, SOF_2 —थायोनि लोराइड और आर्सेनिक फ्लोराइड, AsF_3 के योग से थायोनि फ्लोराइड बनता है जिसका क्वथनांक 32° है।

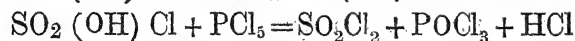
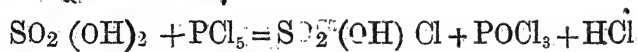


यह शुष्क अमोनिया के साथ $2\text{SOF}_2 \cdot 5\text{NH}_3$, और $2\text{SOF}_2 \cdot 7\text{NH}_3$ रूप के युक्त यौगिक बनाता है।

क्लोरोसलफोनिक एसिड, ClSO_3H —यदि सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड को फॉस्फोरस पंचक्लोराइड से प्रवाहित किया जाय तो दो यौगिक बनते हैं—क्लोरोसलफोनिक एसिड, ClSO_3H और सलफ्यूरिल क्लोराइड, SO_2Cl_2

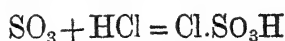


इन प्रतिक्रियाओं में सलफ्यूरिक एसिड के हाइड्रॉक्सिल मूल एक एक कर के क्लोरोमूल से स्थापित हो जाते हैं।

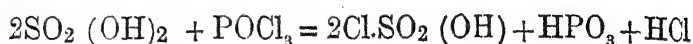


इस प्रकार प्रतिक्रिया के मिश्रण में तीन पदार्थ होंगे—क्लोरोसलफोनिक एसिड (क्वथ० 14.1°), सलफ्यूरिल क्लोराइड (क्वथ० 68.1°) और फॉस्फोरस ऑक्सिक्लोराइड (क्वथ० 107.2°)। इन तीनों के क्वथनांक काफी भिन्न हैं अतः इन्हें आंशिक खवण द्वारा अलग अलग किया जा सकता है।

गन्धक त्रिऑक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस के योग से भी क्लोरोसलफोनिक एसिड बन सकता है—

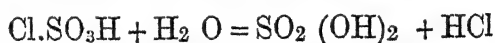


फॉस्फोरस ऑक्सीक्लोराइड और सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से भी क्लोरोसलफोनिक एसिड बनता है—

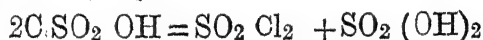


व्यापारिक परिमाण पर यह धूमवान सल्फ्यूरिक एसिड (जिसमें गन्धक त्रिऑक्साइड का आधिक्य हो) और शुष्क हाइड्रोजन क्लोराइड के योग से बनाया जाता है। प्रतिक्रिया समाप्त होने पर छवण करके इसे पृथक् कर लेते हैं।

क्लोरोसलफोनिक एसिड नीरंग धूमवान द्रव है जिसका २०° पर घनत्व १.७५३ है। पानी के योग से इसका प्रचंडतापूर्वक उद्विच्छेदन होता है—

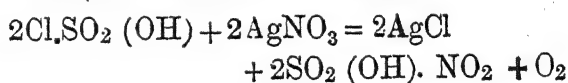


यदि इसे १५०° तक गरम करें तो यह सल्फ्यूरिल क्लोराइड और सल्फ्यूरिक एसिड देता है—

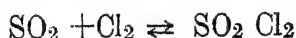


और ऊँचे तापक्रम तक गरम करने पर यह क्लोरीन, गन्धक द्विऑक्साइड और पानी में परिणत हो जाता है।

बिलवर नाइट्रेट और क्लोरोसलफोनिक एसिड में उग्रतापूर्वक प्रतिक्रिया होती है, और नाइट्रोसो सल्फ्यूरिक एसिड बनता है—



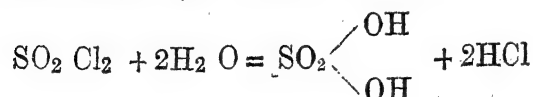
सल्फ्यूरिल क्लोराइड, $\text{SO}_2 \text{Cl}_2$ —धूप में यह क्लोरीन और गन्धक द्विऑक्साइड के योग से सीधे बनाया जा सकता है। इस प्रतिक्रिया में गन्धक, जान्तव कायला अथवा ऐसीटिक एनहाइड्राइड उत्प्रेरक का काम करते हैं—



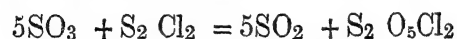
क्लोरोसलफोनिक एसिड को बन्द नली में १८०° तक गरम करके भी इसे बना सकते हैं। जैसा ऊपर कहा जा चुका है, फॉस्फोरस पंचक्लोराइड और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड का देर तक योग करा के भी इसे बनाया जा सकता है।

क्लोरोसलफोनिक एसिड को १% मरक्यूरिक सलफेट के साथ ७०° गरम करने पर भी यह सलफ्यूरिल क्लोराइड बनता है। मरक्यूरिक सलफेट उत्प्रेरक का काम करता है।

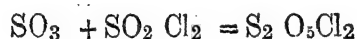
सलफ्यूरिल क्लोराइड नीरंग धूमवान द्रव है, जिसका क्वथनांक ६६° है। जल के योग से यह सलफ्यूरिक एसिड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड देता है—



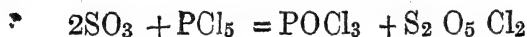
पायरोसलफ्यूरिल क्लोराइड, $\text{S}_2 \text{ O}_5 \text{ Cl}_2$ —गन्धक त्रिऑक्साइड और गन्धक क्लोराइड के योग से यह बनता है—



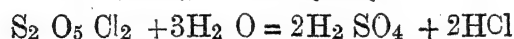
सलफ्यूरिल क्लोराइड और गन्धक त्रिऑक्साइड के योग से भी यह बनता है—



गन्धक त्रिऑक्साइड और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के योग से भी बनता है—



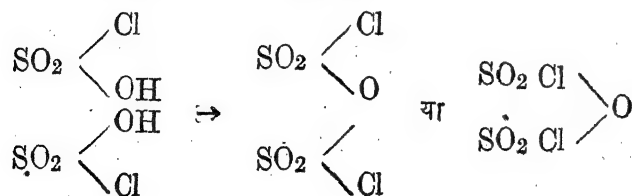
पायरोसलफ्यूरिल क्लोराइड नीरंग भारी द्रव है (घनत्व १.८४४/१८°), जिसका क्वथनांक १५०.७°/७३० मि० मी० है। यह थोड़ा ही धूम देता है और पानी के योग से प्रतिक्रिया धीरे धीरे होती है।



धूमवान सलफ्यूरिक एसिड और कार्बन चतुःक्लोराइड के योग से भी यह बनता है—

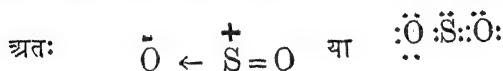


यह क्लोरोसलफोनिक एसिड के दो अणुओं में से पानी निकाल कर बनता है—



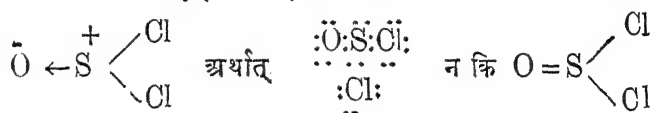
गन्धक यौगिकों का ऋणाणु संगठन

गंधक ट्रायॉक्साइड, SO_3 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= 6 + 6 \times 2 = 18$ । तीन परमाणुओं के अष्टकों के लिये २४ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(24 - 18) = 3$

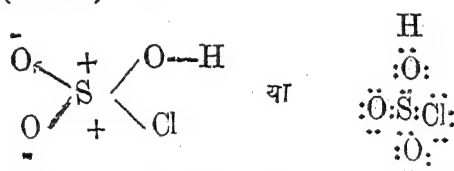


इसका सूत्र $\text{O} = \text{S} = \text{O}$ गलत है।

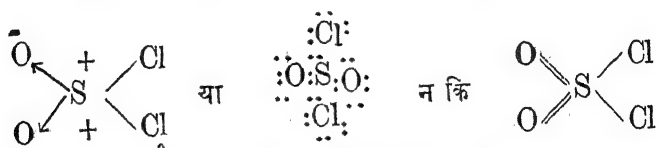
थायोनिल क्लोराइड, SOCl_2 —संयोज्यता वाले ऋणाणु $= 6 + 6 + 7 \times 2 = 26$ । चार परमाणुओं के अष्टकों के लिये ३२ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(32 - 26) = 3$ । अतः इसकी रचना निम्न है—



क्लोरोसल्फोनिक एसिड, ClSO_3H —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= 7 + 6 + 6 \times 3 + 1 = 32$ । इस अणु में Cl, S, और तीन O परमाणुओं के अष्टकों के लिये ४० ऋणाणु और हाइड्रोजन के अष्टक के लिये २ ऋणाणु चाहिये। अतः कुल ४२ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(42 - 32) = 5$

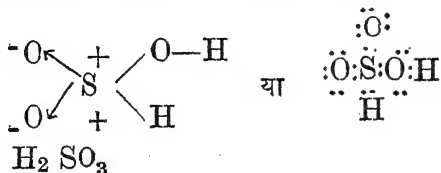


सल्फ्यूरिल क्लोराइड, SO_2Cl_2 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= 6 + 6 \times 2 + 7 \times 2 = 32$ । पाँच परमाणुओं के अष्टकों के लिये ४० ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(40 - 32) = 4$ ।

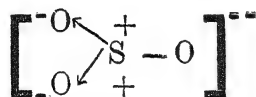


सल्फ्यूरस एसिड, H_2SO_3 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= 2 + 6 + 6 \times 3 = 26$ । दो हाइड्रोजनों के अष्टकों के लिये $2 \times 2 = 4$

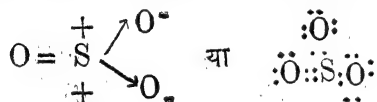
ऋणाणु और शेष ४ परमाणुओं के लिये ३२ ऋणाणु चाहिये, अर्थात् कुल $४ + ३२ = ३६$, अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (३६ - २६) = ५$.



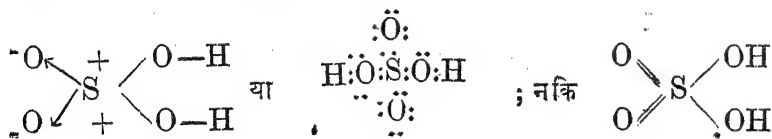
अतः सल्फाइट आयन, SO_3^{--} की रचना निम्न हुई



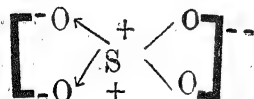
गन्धक त्रिऑक्साइड, SO_3 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= ६ + ६ \times ३ = २४$ । ४ परमाणुओं के अणुओं के लिये ३२ ऋणाणु चाहिये। अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (३२ - २४) = ४$



सल्फ्यूरिक एसिड, H_2SO_4 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या $= २ + ६ + ६ \times ४ = ३२$ । २ हाइड्रोजन के अणुओं के लिये ४ ऋणाणु और SO_4 के ५ परमाणुओं के अणुओं के लिये ४० ऋणाणु चाहिये, योग $= ४४$ । अतः बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2} (४४ - ३२) = ६$

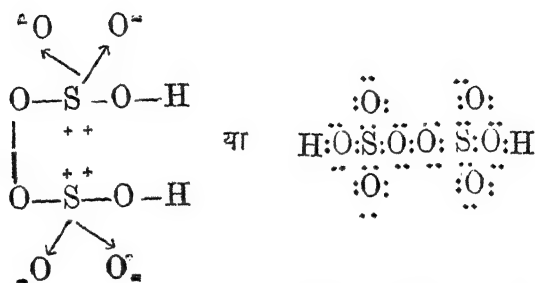


अतः सल्फेट आयन SO_4^{--} की रचना निम्न हुई—

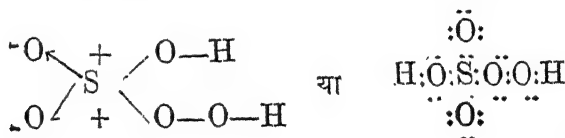


मार्शल का परद्विसल्फ्यूरिक एसिड, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ —संयोज्यता वाले

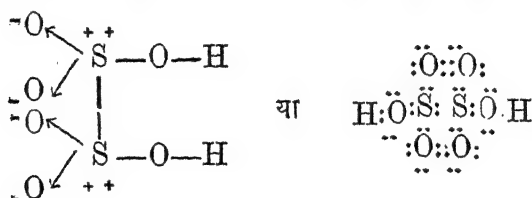
ऋणाणुओं की संख्या = $2 + 2 \times 6 + 4 \times 6 = 62$ । अष्टकों के लिये $8 + 40 = 48$ ऋणाणु चाहिये । अतः बन्धनों की संख्या = $\frac{1}{2} (62 - 48) = 12$



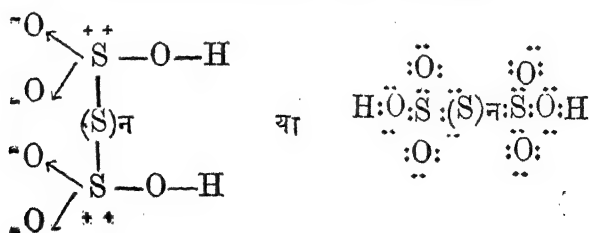
कैरो का पर-एकसलपूरिक एसिड, H_2SO_5 —संयोज्यता वाले ऋणाणुओं की संख्या = $2 + 6 + 6 \times 4 = 34$ । अष्टकों के लिये $8 + 48 = 56$ ऋणाणु चाहिये, अतः बन्धनों की संख्या = $\frac{1}{2} (56 - 34) = 9$



थायोनिक एसिड, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ —बन्धनों की संख्या = $\frac{1}{2} (64 - 40) = 12$



इसी प्रकार अन्य थायोनिक एसिडों की रचना निम्न है—



सेलीनियम

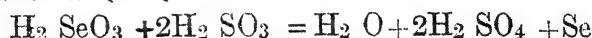
[Selenium]

स्वेडन के ग्रिप्सहोल्म स्थान पर सीस-वेश्म विधि से सलफ्यूरिक ऐसिड बनाया जाता था। इस कारखाने में गन्धक पायराइटोज़ अयस्क (लोह मान्दिक) से प्राप्त होता था। इस कारखाने में राख की एक लाल ढेरी जमा हो गई थी। इसी ढेरी में से बर्ज़ीलियस (Berzelius) ने १८१७ में सेलीनियम की खोज की। पहले लोगों की यह धारणा थी कि ढेरी के लाल पदार्थ में गन्धक का कोई रूपान्तर विद्यमान है, जिसमें थोड़ा सा टेल्यूरियम भी मिला हुआ है। ढेरी का लाल पदार्थ जलने पर पाल-गोभी की सी सड़ाई-यद वाली गंध देता था। बर्ज़ीलियस ने देखा कि यह नया तत्त्व टेल्यूरियम से बहुत मिलता जुलता है। अतः उसने इस तत्त्व को भी उससे मिलता जुलता ही नाम सेलीनियम दिया (टेलस = पृथ्वी, सेलीने = चाँद)।

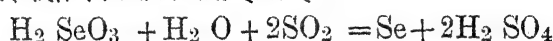
खनिज—यद्यपि सेलीनियम प्रकृति में काफी विस्तृत है, यह दुष्प्राप्य तत्त्व है। इसके अपने खनिज कम पाये जाते हैं—सीसा, पारा, ताँबा, थैलियम, विषमथ और चाँदी के कुछ सेलेनाइड मिलते हैं जिनमें सेलीनियम की मात्रा ० से ४८ % तक होती है। एक खनिज सेलीनोलाइट (selenolite), SeO_3 , है। वोल्केनाइट खनिज में सेलीनियम और गन्धक है—सेलीनियम ६६% तक है। कुछ सेलेनाइट और सेलेनेट भी पाये जाते हैं। विद्युत् विच्छेदन वाले शोधनालयों के ऐनोड-पंक में भी काफी सेलीनियम होता है। इन भट्टियों के धूम्र रज में भी जिनमें पायराइटोज़ जलाया जाता है, सेलीनियम पाया जाता है।

तत्त्व की प्राप्ति—(१) धूम्र पथ की रज से (Flue dust)-धूम्रपथ की रज की ढेरी को पीस कर महीन चूर्ण कर लिया जाता है। फिर इसमें सोडियम कार्बोनेट और सोडियम परोक्साइड मिला कर निकेल की मूषा में गलाते हैं। प्रतिक्रिया में इतना ताप उत्पन्न होता है, कि गलाने के लिये बाहर से गरम करने की आवश्यकता नहीं पड़ती। प्रतिक्रिया पूर्ण होने पर मूषा ठंडी की जाती है, और द्रव्य ठंडा करके लोड़ा जाता है, और पानी के साथ इसकी धोलाई करते हैं। फिर छान कर अविलिय भाग अलग कर देते हैं। छाने विलयन को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड द्वारा शिथिल करते हैं और उबालते हैं। ऐसा करने पर सिलिका अवक्षिप्त हो जाता है, और

सेलेनस एसिड, $H_2 SeO_3$, विलयन में चला जाता है। इसमें फिर सोडियम सल्फाइट मिलाया जाता है। इससे अपचित होकर धूसर वर्ण का सेलीनियम तत्व प्राप्त होता है—



(२) ऐनाड पंक से (Anode slimes)- इसे महीन पीस डालते हैं, और तब सान्द्र नाइट्रिक एसिड से प्रभावित करते हैं। एसबेस्टस के तख्ते में होकर इसे छानते हैं। छाने विलयन को गरम करके सुखा लेते हैं। अवशेषांश को अब सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में धोलते हैं। ऐसा करने पर सेलेनस ऐसिड मिलता है। इससे विलयन में गन्धक द्विआक्साइड प्रवाहित करने पर सेलीनियम तत्व प्राप्त होता है—



सेलेनस एसिड को स्टैनस क्लोराइड, सोडियम थायोसल्फेट, फॉस्फोरस एसिड आर्सीनियस एसिड, पोटैसियम आयोडाइड, लोहा या जस्ता किसी से भी अपचित किया जा सकता है। अपचयन करने पर सेलीनियम तत्व मिलेगा।

सेलीनियम के रूपान्तर—सेलीनियम के पाँच रूपान्तर प्रसिद्ध हैं—

(१) अमणिभ सेलीनियम—यह कार्बन द्विसल्फाइड, कार्बन द्विसेलेनाइड, CSe_2 और द्विआयडीमेथेन, $CH_2 I_2$, में विलेय है। यह सेलेनस एसिड के अपचयन से मिलता है। $50^\circ-60^\circ$ तक गरम करने पर यह नरम पड़ जाता है, और 220° पर विलकुल द्रव हो जाता है। 70° पर इसके तार भी खिंच सकते हैं। यह लाल रंग का चूर्ण है।

(२) काँचीय सेलीनियम (Vitreous)—यह भी अमणिभ है। ऊपर लिखे गये लाल सेलीनियम चूर्ण को 217° के निकट गरम करके शीघ्र वेग पूर्वक ठंडा करने पर यह मिलता है। वह काला काँच सा दीखता है। इसके पतले पत्रों में चटक लाल रंग होता है। काँच के समान इसे भी रगड़ कर विद्युन्मय किया जा सकता है। इसका घनत्व 4.28 है; इसका द्रवणांक अनिश्चित है।

(३) एकानताक्ष सेलीनियम (Monoclinic) (मणिभ)—अमणिभ सेलीनियम को गरम कार्बन द्विसल्फाइड में धोल कर मणिभीकरण करने पर गहरे लाल रंग के अर्ध पारदर्शक मणिभ मिलते हैं। इनका घनत्व 4.4 है। द्रवणांक $170^\circ-180^\circ$ । यदि ठंढे विलयन में से खे प्राप्त किये जायं तो उनका रंग नारंगी होता है।

(४) षट् फलकीय धूसर सेलीनियम धातु—अमणिभ सेलीनियम को गला कर 217° तक ठंडा करने पर और फिर इस तापक्रम पर कुछ देर स्थिर रखने पर सेलीनियम का यह रूपान्तर मिलता है। लाल एकानताक्ष सेलीनियम को 120° तक गरम करने पर भी यह धीरे धीरे बनता है। इसका घनत्व 4.76 और द्रवणांक 217° है। यह कार्बन द्विसेलेनाइड में अविलेय है। यह बिजली का अच्छा चालक है। अन्य रूपान्तरों की अपेक्षा यह अधिक स्थायी और कम क्रियावान है। तीव्र प्रकाश में यह अंधेरे की अपेक्षा अधिक क्रियावान होता है। 40% सोडियम सल्फाइड में इसकी विलेयता तीव्र प्रकाश में रखने पर ६-१४ गुना बढ़ जाती है।

(५) विलेय सेलीनियम (कोलायडीय)—सेलेनस एसिड के अपचयन से यह भी बनता है। यह पानी में पूर्णतः विलेय है। लाल धूसर-छाँद के रंग का विलयन मिलता है। संभवतः यह कोलायडीय सेलीनियम है। विलयन में यदि एसिड या लवण डाले जायें तो यह अधःक्षिप्त हो जाता है।

सेलीनियम के गुण—सेलीनियम के गुण गन्धक के समान हैं। गन्धक के समान ही इसके विभिन्न रूपान्तर होते हैं, जिनका उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। सेलीनियम गैस के वाष्प घनत्व के आधार पर इसका अणु $440^{\circ}-600^{\circ}$ के बीच में Se_2 और Se_8 है, $600^{\circ}-1000^{\circ}$ के बीच में Se_2 और 2000° के ऊपर यह एकपरमाणुक है।

सेलीनियम धातु साधारण तापक्रम पर बिजली की अच्छी चालक नहीं है, पर 200° पर अच्छी चालक हो जाती है। सेलीनियम के अन्य रूपान्तर इस बात में भिन्नता रखते हैं। उनकी चालकता तापक्रम बढ़ाने पर कम होती है।

सेलीनियम का एक मुख्य अत्यन्त उपयोगी गुण यह है कि थोड़ी ही देर प्रकाश पड़ने पर ($1/1000$ सेकेंड तक ही क्यों न पड़े) सेलीनियम के रवे की चालकता काफी बढ़ जाती है। अंधेरे में फिर लाने पर अति शीघ्र यह चालकता फिर कम हो जाती है। इस गुण का उपयोग फोटो-इलेक्ट्रिक सेल बनाने में किया जाता है जिसका व्यवहार आज कल बहुत होता है।

सेलीनियम के रासायनिक गुण गन्धक और टेल्यूरियम के बीच के हैं। द्रव सेलीनियम द्रव एंटीमनी, सीसा, बिसमथ, ताँबा, चाँदी और सोना के साथ लगभग पूर्णतः मिश्र्य है।

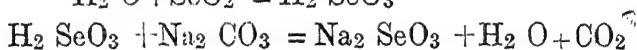
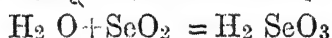
हवा में गरम करने पर सेलीनियम नीली ज्वाला से जलता है, और ऑक्साइड, SeO_2 , बनता है। इसमें दुर्गन्धयुक्त जलायुक्त आती है।

सेलीनियम हाइड्रोजन से युक्त होकर हाइड्रोजन सेलेनाइड, $H_2 Se$, देता है, और क्लोरिन के साथ क्लोराइड, और धातुओं के साथ सेलेनाइड देता है। यह यौगिक सल्फाइडों की अपेक्षा कुछ कम आसानी से बनते हैं, पर सेलीनियम क्लोराइड गन्धक क्लोराइड की अपेक्षा अधिक स्थायी है—इनका जल्दी उद्विच्छेदन नहीं होता।

सेलीनियम हाइड्रोजन परॉक्साइड या ओज़ोन से उपचित होकर सेलेनिक एसिड, $H_2 SeO_4$, देता है।

सेलीनियम सल्फ्यूरिक एसिड में विलेय है, और हरा विलयन (संभवतः सेलेनो-गन्धक त्रिऑक्साइड का)—देता है। इसे हल्का करें तो सेलीनियम अवक्षिप्त हो जायगा; नाइट्रिक एसिड सेलीनियम को सेलेनस एसिड में परिवर्तित कर देता है।

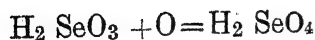
सेलीनियम ऑक्साइड—सेलीनियम का प्रसिद्ध ऑक्साइड SeO_2 है। यह सेलीनियम को ऑक्सीजन में (जिसमें नाइट्रस धूम भी कुछ मिला हो) जलाने पर बनता है। सेलीनियम और नाइट्रिक एसिड के योग से भी यह बनता है। पानी के योग से यह ऑक्साइड सेलेनस एसिड, $H_2 SeO_3$, देता है जो सल्फ्यूरस एसिड के समान है।



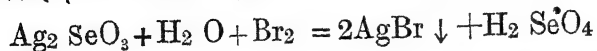
इस एसिड के लवण सेलेनाइट (selenite) कहलाते हैं। जैसा कहा जा चुका है, सेलेनस एसिड में अपचायक पदार्थ (जैसे गन्धक द्विऑक्साइड, स्टैनस क्लोराइड, हाइड्रोज़ीन हाइड्रेट आदि) डालने पर सेलीनियम अवक्षिप्त हो जाता है।

सेलीनियम का त्रिऑक्साइड, SeO_3 , कठिनता से बनाया गया है (यह विधि SO_3 बनाने की विधि से सर्वथा भिन्न है)। सेलीनियम को सेलीनियम ऑक्सिक्लोराइड, $SeOCl_2$, में घोल कर ओज़ोन युक्त ऑक्सीजन से प्रभावित करते हैं। ऐसा करने पर श्वेत-पीला या श्वेत पदार्थ, त्रिऑक्साइड, बनता है; पर यह प्रतिक्रिया विश्वसनीय नहीं है, और त्रिऑक्साइड का अस्तित्व सन्दिग्ध है।

सेलेनस एसिड के उपचयन से सेलेनिक एसिड, $H_2 SeO_4$, बनता है। यह उपचयन पोटैशियम परमैंगनेट, क्लोरिन या ब्रोमीन द्वारा किया जा सकता है।



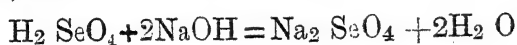
सब से अच्छी विधि रजत सेलेनाइट, $\text{Ag}_2 \text{SeO}_3$, में शुद्ध ब्रोमीन डालने की है (रजत ब्रोमाइड छान कर अलग कर लेते हैं)—



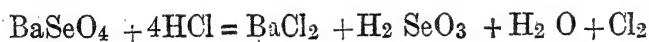
सेलेनिक एसिड को क्षीण दाब में उड़ा कर निर्जल सेलेनिक एसिड भी मिल सकता है। सेलेनिक एसिड पानी का योग होने पर गरमी देता है, और कई हाइड्रेट बनते हैं।

सेलेनिक एसिड के गरम विलयन में सोना और ताँबा घुल जाते हैं, और एसिड अपचित होकर सेलेनस एसिड बन जाता है।

सेलेनिक एसिड (selenic acid) के लवणों को सेलेनेट (selenate) कहते हैं जो सल्फेटों के समान हैं—



सेलीनियम को पोटैसियम नाइट्रेट या सोडियम पराक्साइड के साथ गलाने पर भी सोडियम या पोटैसियम सेलेनेट बनते हैं। ये सेलेनेट मणिभीकरण के जल में, मणिभों की आकृति में अथवा विलेयता में सल्फेटों से मिलते जुलते हैं। बेरियम सल्फेट के समान बेरियम सेलेनेट, BaSeO_4 , परम अविलेय पदार्थ है। परन्तु बेरियम सेलेनेट को हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ यदि उबालें, तो इसका अपचयन हो जाता है, और विलेय सेलेनस एसिड बनता है।

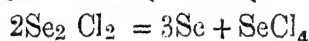


सेलेनेट लवण परस्पर द्विगुण लवण भी बनाते हैं जो फिटकरियों आदि के समान हैं—जैसे $\text{Fe}_2 \text{SeO}_4 \cdot \text{FeSeO}_4 \cdot 6\text{H}_2 \text{O}$ और $\text{Fe}_2 \text{SeO}_4 \cdot \text{Cr}_2 (\text{SeO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$.

सेलीनियम हैलाइड—साधारण तापक्रम पर सेलीनियम और क्लोरीन के योग से सेलीनियम चतुःक्लोराइड, SeF_4 , बनता है। यदि प्रतिक्रिया 70° पर हो, तो षट्-क्लोराइड, SeF_6 , बनता है। चतुःक्लोराइड पानी से उदविच्छेदित हो जाता है।

सेलीनियम दो क्लोराइड देता है— $\text{Se}_2 \text{Cl}_2$ । और SeCl_4 , सेलीनियम के ऊपर क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर सेलीनियम एक-क्लोराइड, $\text{Se}_2 \text{Cl}_2$,

बनता है। सेलीनियम को धूमवान नाइट्रिक एसिड में घोल कर इसमें शुष्क हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस प्रवाहित करने पर भी एक-क्लोराइड बनता है। यह भूरा तेल सा पदार्थ है। गरम करने पर यह सेलीनियम और सेलीनियम चतुःक्लोराइड में विभक्त हो जाता है—



क्लोरीन और सेलीनियम एक-क्लोराइड के योग से सेलीनियम चतुःक्लोराइड, SeCl_4 , बनता है—

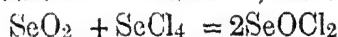


यह सेलीनियम ऑक्साइड और फॉस्फोरस पंचक्लोराइड के योग से भी बनता है—

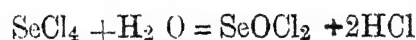


यह पीला ठोस पदार्थ है जिसका सरलतासे ऊर्ध्वगत हो सकता है। नम वायु के योग से यह उदविच्छेदित हो जाता है।

सेलीनियम ऑक्सिक्लोराइड, SeOCl_2 , सेलीनियम का प्रसिद्ध यौगिक है। यह सेलीनियम चतुःक्लोराइड और सेलीनियम ऑक्साइड के योग से (क्लोरोफॉर्म के विलयन में) आसानी से बनता है—



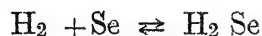
सेलीनियम चतुःक्लोराइड के आंशिक उदविच्छेदन से भी यह बनता है—



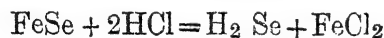
सेलीनियम ऑक्साइड पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड प्रवाहित करने पर $\text{SeO}_2 \cdot 2\text{HCl}$ बनता है। इससे पानी अलग करने पर भी SeOCl_2 रह जाता है। इस प्रकार भी यह बनाया जा सकता है। शुद्ध ऑक्सिक्लोराइड नीरंग होता है, पर साधारणतः यह पीले रंग का भारी द्रव है। यह कार्बन ट्राइसल्फाइड, क्लोरोफॉर्म, बेंजीन आदि के साथ पूर्णतः मिश्र्य है। इसमें गन्धक, सेलीनियम और टेल्यूरियम आसानी से घुल जाते हैं। इसमें रबर, बेकलाइट, गोद, सेल्यूलाइड, सरस आदि पदार्थ भी घुलते हैं। इस प्रकार यह एक अच्छा विलायक है।

सेलीनियम ऑक्साइड और सेलीनियम चतुःब्रोमाइड, SeBr_4 , के योग से सेलीनियम ऑक्सि-ब्रोमाइड, SeOBr_2 , भी बनता है जो लाल-पीला ठोस पदार्थ है—द्रवणांक 41.6° ।

हाइड्रोजन सेलेनाइड, $H_2 Se$ — 320° के नीचे तो हाइड्रोजन और सेलीनियम में योग धीरे धीरे होता है, पर ऊँचे तापक्रमों पर अधिक वेग से, 575° पर सबसे अधिक योग होता है।

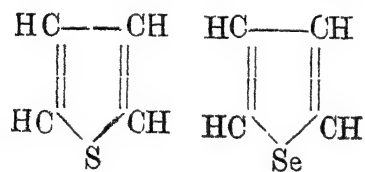


सोडियम सेलेनाइड, $Na_2 Se$, या लोह सेलेनाइड, $FeSe$, पर हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड के प्रभाव से यह आसानी से बनता है—



यह नीरंग गैस है जो ज्वलनशील भी है। इसमें दुर्गन्ध होती है। बर्जी-लियस ने लिखा है कि इसका एक बुलबुला सूँघ लेने पर ही नाक इतनी सुन्न हो गयी कि कई घंटे तक तीव्र अमोनिया की गन्ध पता तक न चल सकी। एक आयतन पानी में यह गैस 13.2° पर 3.31 आयतन बुलती है। इसका विलयन लिटमस के प्रति अम्लीय है। यह गैस धातुओं के लवणों के विलयन के साथ सेलेनाइड के अवक्षेप देती है। बहु-सलफाइडों के समान बहु-सेलेनाइड भी बनते हैं— Se_2 , Se_3 , Se_4 आदि।

सेलेनोफीन (Selenophene) C_4H_4Se — यह यौगिक कार्बनिक यौगिक थायोफीन (Thiophene) से मिलता जुलता है—



थायोफीन

सेलेनोफीन

टेल्यूरियम

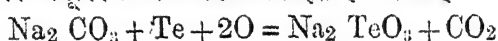
[Tellurium]

खनिज-विज्ञानवेत्ताओं के सामने बहुत दिनों से यह बात रहस्य की रही कि कुछ खनिजों में एक ऐसा पदार्थ रहता है जिसमें धातु की सी आभा है, पर जिसकी प्रतिक्रियायें अधातुओं की सी हैं। इसलिये उन्होंने इसका नाम “अरैम पेराडौन्सम” या “मेटेलम प्रोब्लेमेटम” अर्थात् “रहस्यमयी धातु” रख छोड़ा था। सन् १७८२ में राइशनस्टाइन (Reichenstein) ने प्रयोगों से यह सिद्ध किया कि यह धातु एक नया तत्त्व है। सन् १७६८ में

क्लैपरोथ (Klaproth) ने टेल्यूरियम खनिजों की परीक्षा की और इस नये तत्त्व का नाम टेल्यूरियम रक्खा (टेज़स = पृथ्वी) । इस प्रकार सेलेनियम की खोज से लगभग २० वर्ष पहले ही टेल्यूरियम तत्त्व की खोज हुई । सन् १८३२ में बर्जीलियस ने इसके यौगिकों की विस्तृत विवेचना की । गन्धक और सेलीनियम से मिलता जुलता होने के कारण टेल्यूरियम को भी आवर्त संधिभाग के उसी समूह में स्थान मिला ।

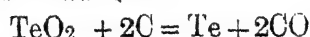
खनिज—टेल्यूरियम के सूक्ष्मांश प्रकृति में बहुत विस्तृत हैं । यह तत्त्व गन्धक के साथ कहीं कहीं प्राकृतिक रूप में भी पाया जाता है । यह कुछ धातुओं से संयुक्त—टेल्यूराइड के रूप में—भी मिलता है—सिलवेनाइट, (sylvanite) $(\text{Au}, \text{Ag}) \text{Te}_2$; पेटज़ाइट, (petzite) $(\text{Ag}, \text{Au})_2 \text{Te}$, टेट्राडायमाइट, (tetradymite) $\text{Bi}_2 (\text{TeS})_3$, टेल्यूरिक ओकर (ochre) या टेल्यूराइट (tellurite) TeO_2 है । गन्धक और सेलीनियम की अपेक्षा टेल्यूरियम बहुत कम पाया जाता है ।

तत्त्व की प्राप्ति—(१) यह तत्त्व लगभग उन्हीं स्थानों से प्राप्त किया जाता है, जिनसे सेलीनियम । सीसा धातु के विद्युत शोधनालय के ऐनोड-पंक में टेल्यूरियम अधिक होता है, पर ताँबे के शोधनालय के ऐनोड-पंक में सेलीनियम अधिक होता है । धूम मार्ग के रज (flue dust) से भी यह प्राप्त किया जा सकता है । रज को सोडियम कार्बोनेट और सीडियम परोक्साइड के साथ गला कर पानी में धोलते हैं । फिर उबलते विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड डालते हैं । सेलीनियम तो $\text{H}_2 \text{SeO}_3$ के रूप में विलयन में रहता है, पर टेल्यूरियम ऑक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है—



एसिड धीरे धीरे छोड़ना चाहिये, नहीं तो भाग बहुत उठता है । यदि एसिड बहुत छोड़ दिया जायगा तो टेल्यूरियम ऑक्साइड फिर घुल जायगा ।

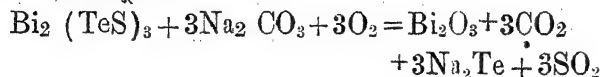
टेल्यूरियम ऑक्साइड को शुष्क करके कोयले के साथ गरम करें तो टेल्यूरियम तत्त्व प्राप्त होगा—



अथवा, टेल्यूरियम ऑक्साइड को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल कर फिर इसे थोड़ा सा हलका करते हैं, और फिर विलयन में गन्धक द्विऑक्साइड गैस प्रवाहित करते हैं । ऐसा करने पर इसका अपचयन हो जाता है, और टेल्यूरियम तत्त्व का अवक्षेप आता है—



(२) टेट्राडाइमाइट या $\text{Bi}_2(\text{TeS})_3$ को सोडियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर सोडियम टेल्यूराइड बनता है—



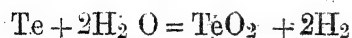
टेल्यूराइड को पानी में घोल लेते हैं, और विलयन में हवा प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर धूसर रंग की टेल्यूरियम धातु अवक्षिप्त हो जाती है—



टेल्यूरियम के गुण—टेल्यूरियम के अनेक रूपान्तरों की चर्चा साहित्य में मिलती है, पर इनका अस्तित्व संदिग्ध है। टेल्यूरस ऐसिड को गन्धक द्विऑक्साइड, हाइड्रोजीन हाइड्रेट, या इसी प्रकार के किसी अपचायक रस से अपचित करने जो टेल्यूरियम मिलता है, उसे बहुधा अमणिभ रूपान्तर समझा जाता है, पर संभवतः यह केवल रवेदार रूपान्तर का ही महीन चूर्ण है। अच्छी तरह पिसे चूर्ण का घनत्व ६.०१५ है। गरम करने पर यह रवेदार हो जाता है, और ताप निकलता है। यह मणिभ टेल्यूरियम चाँदी के समान, रवेत होता है। इसमें धातुओं की स्पष्ट आभा होती है, पर यह भंजनशील होता है। ताप और बिजली का भी बुरा चालक है।

टेल्यूरियम का घनत्व ६.२३ से ६.३१ तक होता है। अमणिभ टेल्यूरियम का घनत्व ५.८५ है। यह ४५३° पर पिघलता है और १४००° के निकट उबलता है। टेल्यूरियम का अणुभार Te_2 के अनुसार है। टेल्यूरियम के रॉम्बोफलकीय रवे पानी, और कार्बन दिसलफाइड में अविलेय हैं, पर नाइट्रिक एसिड, सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और अम्लराज में यह विलेय है। हाइड्रोक्लोरिक एसिड में नहीं घुलता, पर गरम कास्टिक सोडा में यह विलेय है। जार में घुलने पर टेल्यूराइड और टेल्यूरैइट बनते हैं।

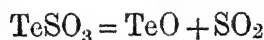
टेल्यूरियम हवा में गरम करने पर नीली या हरी ज्वाला से जलता है और टेल्यूरियम ऑक्साइड, TeO_2 , बनता है। तुरंत का बना अवक्षिप्त टेल्यूरियम पानी के साथ ५०° पर निम्न प्रतिक्रिया देता है—



मणिभीय टेल्यूरियम के साथ यही प्रतिक्रिया १००° पर होती है।

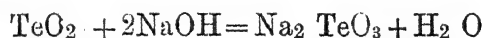
ऑक्साइड—टेल्यूरियम के तीन ऑक्साइड TeO , TeO_2 और TeO_3 होते हैं। इसमें पहला तो भास्मिक है और शेष दो आम्ल हैं।

टेल्यूरियम सल्फाईड को शून्य में 230° पर गरम करने से टेल्यूरियम एकॉक्साइड, TeO , बनता है—

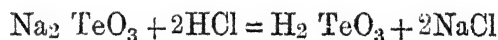


यह अमणिभ और भूरे रंग का है।

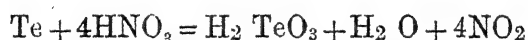
टेल्यूरियम हवा में जलने पर द्विऑक्साइड, TeO_2 , देता है, जो श्वेत और मणिभीय होता है। यह पानी में थोड़ा सा विलेय है, और चारों के साथ आसानी से गलाया जा सकता है, और टेल्यूराइट (tellurite) बनते हैं।



टेल्यूराइट के विलयन में अम्ल डालने पर टेल्यूरस ऐसिड, $\text{H}_2 \text{TeO}_3$, बनता है—

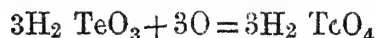
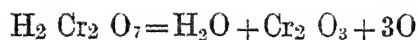


टेल्यूरियम और नाइट्रिक ऐसिड के योग से भी टेल्यूरस ऐसिड बनता है—



प्रतिक्रिया में पहले तो टेल्यूरस नाइट्रेट बनता है जो उद्विच्छेदित होकर फूला फूला बहुत सा अवक्षेप टेल्यूरस ऐसिड का देता है।

टेल्यूरस ऐसिड क्रोमिक ऐसिड के समान उपचायक रसों के योग से टेल्यूरिक ऐसिड, $\text{H}_2 \text{TeO}_4$, देता है—

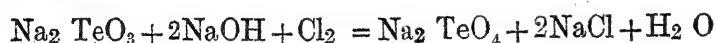


टेल्यूरिक ऐसिड वस्तुतः $\text{H}_2 \text{TeO}_4 \cdot 2\text{H}_2 \text{O}$ अथवा H_6TeO_8 अर्थात् $\text{Te}(\text{OH})_6$ है। यह इस रूप में सेलेनिक ऐसिड या सल्फ्यूरिक ऐसिड से भिन्न है। यह बहुत क्षीण शक्ति का अम्ल है। नार्मल विलयन में इसका आयनीकरण स्थिरांक 1.6×10^{-4} है। टेल्यूरिक ऐसिड गन्धक द्विऑक्साइड, हाइड्रोजन सल्फाइड, हाइड्रोजन हाइड्रेट आदि अपचायक रसों द्वारा अपचित हो जाता है।

टेल्यूरिक एसिड को सावधानी के साथ रक्ततप्त करें तो टेल्यूरियम त्रिऑक्साइड, TeO_3 , बनता है। यह नारंगी रंग का मणिभीय पदार्थ है। पानी में बहुत कम घुलता है। इसे गरम करने पर द्विऑक्साइड और ऑक्सीजन बनता है।

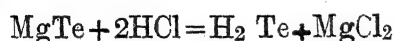
टेल्यूरिक एसिड के लवणों को टेल्यूरेंट कहते हैं। ये टेल्यूरियम या इसके द्विऑक्साइड को सोडियम कार्बोनेट-सोडियम नाइट्रेट मिश्रण के साथ गला कर बनाये जाते हैं।

$\text{Te}_2 + \text{K}_2 \text{CO}_3 + 2\text{KNO}_3 = 2\text{K}_2 \text{TeO}_4 + \text{N}_2 + \text{CO}$
टेल्यूराइट के क्षारीय विलयन में क्लोरीन प्रवाहित करके भी ये बनाये जा सकते हैं।



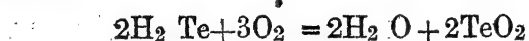
द्वार धातुओं के अधिकांश टेल्यूरेंट विलेय हैं और अन्य धातुओं के अविलेय।

हाइड्रोजन टेल्यूराइड, $\text{H}_2 \text{Te}$ —टेल्यूरियम और हाइड्रोजन के सीधे योग से बनता है। मैग्नीशियम टेल्यूराइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से भी बनता है—

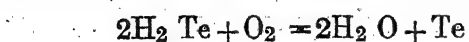


सलफ्यूरिक एसिड का विद्युत् विच्छेदन टेल्यूरियम कैथोड के उपयोग के साथ किया जाय, तो भी हाइड्रोजन टेल्यूराइड बनेगा।

हाइड्रोजन टेल्यूराइड अत्यन्त दुर्गन्ध मय गैस है। परंतु शरीर के स्नायुओं पर इसका उतना बुरा प्रभाव नहीं पड़ता जितना कि हाइड्रोजन सेलेनाइड का। यह गैस धूप में विभक्त हो जाती है। यह जलने पर नीली ज्वाला देती है—

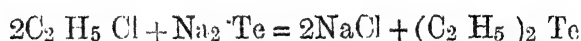


यह गैस पानी में विलेय है, पर इसका विलयन हवा का शोषण करके विभक्त हो जाता है, और धातु अवक्षिप्त हो जाती है—

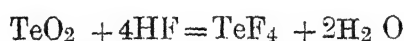


टेल्यूरियम और अन्य धातुओं को साथ गला कर टेल्यूराइड (tellu-

ride) बनते हैं। पिघले ऐल्यूमीनियम और टेल्यूरियम के योग से ऐल्यूमीनियम टेल्यूराइड, $Al_2 Te_3$, बनता है। टेल्यूरियम और पोटैसियम सायनाइड, को साथ साथ गला कर पोटैसियम टेल्यूराइड, $K_2 Te$, बनाते हैं। एथिल क्लोराइड और सोडियम टेल्यूराइड के योग से द्विएथिल टेल्यूराइड, $(C_2 H_5)_2 Te$, बनाते हैं जो ईथर और थायोईथर, $(C_2 H_5)_2 S$, के समान हैं—

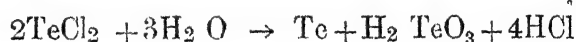


टेल्यूरियम फ्लोराइड, TeF_4 —यह टेल्यूरियम और फ्लोरीन अथवा टेल्यूरियम द्विऑक्साइड और हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के योग से बनता है—

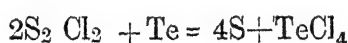


—७८° पर फ्लोरीन और टेल्यूरियम के योग से एक षट्फ्लोराइड, TeF_6 , भी बनता है।

टेल्यूरियम क्लोराइड, $TeCl_2$ और $TeCl_4$ —क्लोरीन और टेल्यूरियम के योग से दोनों ही क्लोराइड बनते हैं। द्विक्लोराइड का कथनांक ३२७° और चतुःक्लोराइड का ३८०° है। इस प्रकार आंशिक स्रवण द्वारा दोनों अलग किये जा सकते हैं। द्विक्लोराइड पानी के योग से निम्न प्रकार विभक्त होता है—



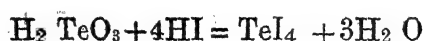
गन्धक एक-क्लोराइड, $S_2 Cl_2$, और टेल्यूरियम के योग से भी चतुःक्लोराइड बनता है—



चतुःक्लोराइड परम जलग्राही पदार्थ है, और ठंडे पानी द्वारा विभक्त हो जाता है। टेल्यूरियम का ऑक्सिक्लोराइड नहीं पाया जाता।

टेल्यूरियम ब्रोमाइड, $TeBr_2$ और $TeBr_4$ —टेल्यूरियम और ब्रोमीन के योग से दोनों बनते हैं।

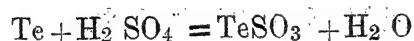
टेल्यूरियम आयोडाइड, TeI_4 —टेल्यूरियम आयोडीन से सीधे संयुक्त नहीं होता पर टेल्यूरस एसिड हाइड्रोआयोडिक एसिड के योग से चतुःआयोडाइड बनाता है—



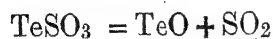
टेल्यूरियम सल्फोक्साइड, TeSO_3 —टेल्यूरियम और गन्धक त्रिऑक्साइड के योग से यह बनता है—



टेल्यूरियम को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ हल्का गरम करने पर भी यह बनता है—



यह लाल अमणिम पदार्थ है। 230° तक गरम करने पर यह विभक्त हो जाता है—



अन्य यौगिक—टारटरिक एसिड और सायट्रिक एसिड में टेल्यूरियम ऑक्साइड घुलता है और एसिड लवण बनते हैं जैसे $\text{Te}(\text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6)_4$ और $\text{Te}(\text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_7)_2$.

प्रश्न

१. प्रकृति में गन्धक किन रूपों में पाया जाता है ? इन रूपों में से कौन से वस्तुतः असली बहुल रूप (allotropes) हैं ?
२. बहुलरूपता या विविधरूपता किसे कहते हैं ? गन्धक के उदाहरण से इसे समझाओ। (लखनऊ, १९३४)
३. गन्धक प्राप्त करने की फ्रैश विधि विस्तार से दो।
४. गन्धक के फ्लोराइड और विभिन्न क्लोराइड कैसे बनते हैं ? इनके गुणों का उल्लेख करो।
५. सल्फ्यूरस एसिड की रचना किस प्रकार की है ? इसकी विवेचना करो।
६. सल्फ्यूरिक एसिड व्यवसाय में सीस-वैशम प्रतिक्रियाओं की विवेचना करो।
७. सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड द्वारा होने वाली उपचार्मक प्रतिक्रियाओं के कुछ उदाहरण दो।

८. पोटैसियम परसल्फेट और परसल्फ्यूरिक एसिड कैसे बनाते हैं ?
परक्लोरिक एसिड और परसल्फ्यूरिक एसिड की तुलना करो।

(आगरा, १९३७)

९. पोटैसियम परसल्फेट कैसे बनते हैं ? इसके गुणों की तुलना पोटैसियम परक्लोरेट के गुणों से करो। (आगरा, १९३१)

१०. पर-एकसल्फ्यूरिक एसिड और पर-द्विसल्फ्यूरिक एसिड कैसे बनाये जाते हैं ? दोनों के गुणों में क्या अन्तर है ? इनके संगठन पर प्रकाश डालो।

११. सोडियम थायोसल्फेट कैसे बनते हैं ? इसका सूत्र तुम क्या समझते हो और क्यों ? इसका उपयोग आयतनात्मक विश्लेषण में क्या है ? कला और व्यापार में इसका क्या उपयोग है ? (काशी, १९४०)

१२. सोडियम थायोसल्फेट के बनाने की विधि और इसके गुण बताओ। क्या होता है, जब (१) हाइड्रोक्लोरिक एसिड की, अथवा (२) आयोडीन विलयन की, अथवा (३) रजत क्लोराइड की इसके साथ प्रतिक्रिया होती है ? (आगरा, १९३२)

१३. सेलीनियम धातु कैसे तैयार की जाती है, और इसके क्या उपयोग हैं ?

१४. सेलीनियम और टेल्यूरियम किन बातों में गन्ध के समान हैं ? सबके हाइड्राइडों की तुलना करो।

१५. सेलीनियम के हेलाइडों का वर्णन दो। सेलेनिक एसिड कैसे बनाते हैं ?

अध्याय २१

षष्ठ-समूह के तत्त्व (३)

क्रोमिक, मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम

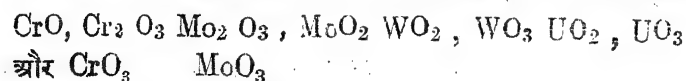
षष्ठ समूह के धातु तत्त्व, क्रोमियम, मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम अपनी उपयोगिता की दृष्टि से सब से बड़े महत्व के हैं। इन तत्त्वों के भौतिक गुण, और उनके परमाणुओं के ऋणाणु-उपक्रम पिछले अध्याय में दिये जा चुके हैं। ये चारों तत्त्व भौतिक और रासायनिक गुणों में बहुत समान हैं। ये समानतायें इस प्रकार हैं।

(१) जैसे जैसे परमाणुभार बढ़ता है, इस श्रेणी में घनत्व भी बढ़ता जाता है, यद्यपि टंगस्टन का घनत्व (19.3) यूरेनियम के घनत्व (19.0) से कुछ अधिक है।

(२) ये सब कठोर दृढ़ धातुयें हैं। इनके द्रवणांक बहुत ऊँचे हैं—टंगस्टन तो 3410° पर गलता है, और कथनांक भी ऊँचे हैं। क्रोमियम का द्रवणांक (1875°) सबसे कम है।

(३) ये सब धातुयें अन्य धातुओं के साथ, विशेषतया इस्पात (स्टील) के साथ, मिल कर अच्छी मिश्र-धातुयें बनाती हैं, जैसे क्रोम-इस्पात, क्रोमनिकेल, मॉलिबडीनम-इस्पात, स्टेलाइट (इस्पात और मॉलिबडीनम), क्रोम-टंगस्टन, टंगस्टन इस्पात, आदि। इनमें से टंगस्टन और मॉलिबडीनम के तारों का उपयोग बिजली के लैम्पों में और बिजली के अन्य कामों में होता है क्योंकि इनके द्रवणांक अधिक ऊँचे हैं।

(४) इन चारों के ऑक्साइड विभिन्न संयोज्यताओं के पाये गये हैं जैसे—



इन तीनों प्रकार के ऑक्साइडों में $\text{CrO}_3, \text{MoO}_3, \text{WO}_3, \text{UO}_3$ ये संयोज्यता वाले विशेष उल्लेखनीय हैं योकि ये क्रोमिक एसिड, मॉलिब्डिक एसिड; टंगस्टिक एसिड और यूरेनिक एसिड के अनुद (anhydride) हैं।

(४) क्रोमिक एसिड आदि एसिडों में उपचायक गुण हैं, पर तत्त्व की परमाणु संख्या ज्यों ज्यों बढ़ती जाती है, ये उपचायक गुण कम होते जाते हैं। मॉलिब्डिक एसिड की उपचायकता बहुत कम, और टंगस्टिक एसिड की उससे भी कम और यूरेनिक एसिड में तो लगभग बिल्कुल नहीं है। इन एसिडों के लवण क्रोमेट, मॉलिब्डेट, टंगस्टेट और यूरेनेट कहलाते हैं। उपचायकता— $H_2CrO_4 > H_2MoO_4 > H_2WO_4 > H_2UO_4$

(५) ये चारों तत्त्व अपने ऑक्सिक्लोराइडों के लिये भी प्रसिद्ध हैं—

CrO_2Cl_2	MoO_2Cl_2	WO_2Cl	UO_2Cl
क्रोमिल	मॉलिब्डेनिल	टंगस्टनिल	यूरेनिल

(६) क्रोमियम के लवण क्रोमस और क्रोमिक श्रेणियों के हैं। इनमें से क्रोमिक अधिक स्थायी हैं। मॉलिबडीनम के क्लोराइड, सल्फेट, हाइड्रोक्साइड आदि पाये जाते हैं जिनकी संयोज्यता अधिकतर २ या ३ है। टंगस्टन के क्लोराइड २ से ६ तक सभी संयोज्यता के पाये जाते हैं, पर हैलाइडों को छोड़ कर अन्य लवण उल्लेखनीय नहीं हैं। इसके सल्फाइड, फॉस्फाइड और कार्बाइड अवश्य मिलते हैं। यूरेनियम के अधिकतर यूरेनिल लवण (UO_2 यः) प्रसिद्ध हैं, जिनमें यूरेनिल मूल UO_2^{++} है।

नीचे की सारणी में इन तत्त्वों के हैलाइडों का उल्लेख किया गया है—

तत्त्व	फ्लोराइड	क्लोराइड	ब्रोमाइड	आयोडाइड
क्रोमियम	CrF, CrF_3	$CrCl_2, CrCl_3$	$CrBr_2, CrBr_3$	CrI_3, CrI_4
मॉलिबडीनम	MoF_6	$MoCl_3, MoCl_4, MoCl_5$	$MoBr_2, MoBr_3, MoBr_4$	MoI_2, MoI
टंगस्टन	WF_6	$WCl_2, WCl_3, WCl_4, WCl_5$	$WBr_2, WBr_3, WBr_4, WBr_5, WBr_6$	WI_2, WI_4
यूरेनियम	UF_4, UF_6	UCl_3, UCl_4, UCl_5	UBr_4	UI_4

(७) क्रोमियम लवणों, क्रोमेटों आदि की समता मैंगनीज़-लवणों या मैंगनेटों आदि से है जो आगे के समूह का तत्त्व है। इसी प्रकार की समता मॉलिबडीनम और मैंग्रियम, अथवा टंगस्टन और रेनियम में होनी चाहिये। पर मैंग्रियम और रेनियम दुष्प्राप्य तत्त्व हैं और उनका अध्ययन विस्तार से नहीं किया जा सकता।

क्रोमियम, मैंगनीज़ और लोहे के लवणों में भी समानता है—तीनों धातुओं के द्रवणांक और स्वयन्तांक बहुत ऊँचे हैं। तीनों के लवण-अस और-इक श्रेणियों के होते हैं। तीनों के लवण रंगदार होते हैं। क्रोमिक लवण क्रोमस की अपेक्षा अधिक स्थायी हैं, फेरिक और फेरस लवण दोनों स्थायी हैं पर फेरिक अधिक स्थायी हैं, परन्तु मैंगनस लवण मैंगनिक लवणों की अपेक्षा अधिक स्थायी है। मैंगनीज़, लोहे और क्रोमियम के लवण द्विगुण लवण भी बनाते हैं (फिटकरियाँ भी)। क्रोमियम और मैंगनीज़ तो अनुचुम्बकीय हैं, और लोहा अयस्चुम्बकीय (ferromagnetic) हैं। इन तीनों के लवण अनुचुम्बकीय हैं।

यद्यपि क्रोमेट, द्विक्रोमेट, मैंगनेट, परमैंगनेट, आदि उपचायक लवण क्रोमियम और मैंगनीज़ के बनते हैं, तथापि लोहे के फेराइट और फेरिट इतने स्थायी और उपयोगी नहीं हैं।

सान्द्र नाइट्रिक एसिड के संपर्क से लोहा और क्रोमियम दोनों निष्चेष्ट (passive) हो जाते हैं।

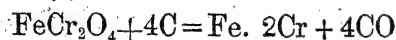
क्रोमियम, Cr

[Chromium]

भारतवर्ष में बिलोचिस्तान, मैसूर और सिंहभूमि (बिहार-उड़ीसा) खलेम (मद्रास) और अंडमन में क्रोमाइट (chromite) अयस्क पाये जाते हैं। मैसूर के अयस्क में ३५-४० प्रतिशत तक क्रोमियम ऑक्साइड, Fe_2O_3 , होता है।

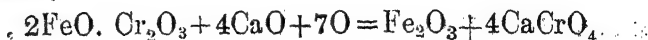
क्रोमियम का मुख्य अयस्क क्रोमाइट (chromite), $FeCr_2O_4$, (अथवा $FeO \cdot Cr_2O_3$) है। एक सीस क्रोमेट क्रोकोइसाइट (crocoisite) $PbCrO_4$, भी पाया जाता है। क्रोमिटाइट, (chromitite), $(Fe, Al)_2O_3 \cdot 2Cr_2O_3$ में लोहे और क्रोमियम के अतिरिक्त ऐल्यूमीनियम भी है।

धातुकर्म—यदि क्रोमाइट अयस्क को कार्बन, चूना और फ्लोरस्पर के साथ बिजली की भट्टी में तपाया जाय तो लोहे और क्रोमियम का मिश्र-धातु तैयार होता है—

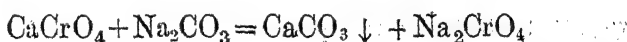


पर यदि शुद्ध क्रोमियम प्राप्त करना हो, तो क्रोमाइट अयस्क से शुद्ध क्रोमियम ऑक्साइड (जिसमें ज़रा सा भी लोहे का ऑक्साइड न हो) प्राप्त करना चाहिये।

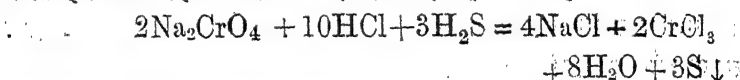
इस काम के लिये क्रोमाइट अयस्क को चूने और चार के साथ वायु-मंडल के ऑक्सीजन की विद्यमानता में गलाते हैं। ऐसा करने से कैल्सियम क्रोमेट बनता है—



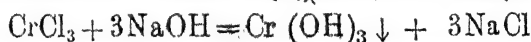
कैल्सियम क्रोमेट को सोडियम कार्बोनेट के संसर्ग में लाने पर यह सोडियम क्रोमेट में परिणत हो जाता है, और कैल्सियम कार्बोनेट का अवक्षेप आ जाता है—



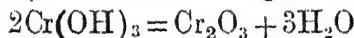
सोडियम क्रोमेट के आम्ल विलयन में अब हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करते हैं जिससे यह क्रोमियम लवण में परिणत हो जाता है—



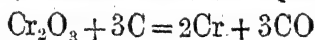
छान कर गन्धक का अवक्षेप अलग कर देते हैं। विलयन में यदि अब चार का विलयन डाला जाय तो क्रोमियम हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आवेगा—



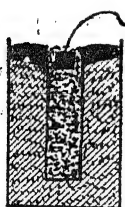
क्रोमियम हाइड्रॉक्साइड को तापाने पर शुद्ध क्रोमियम ऑक्साइड रह जायगा—



इस प्रकार क्रोमाइट अयस्क से शुद्ध क्रोमियम ऑक्साइड मिल गया। इससे क्रोमियम धातु बनाने की दो विधियाँ हैं—(१) डेविल (Deville) विधि—इसमें ऑक्साइड को चूने की मूषा में शंकर के कोयले के साथ गरम करते हैं। अपचयन निम्न प्रकार होता है—

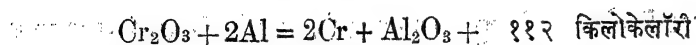


(२) गोल्डस्मिट (Goldschmidt) की तापन विधि (Thermite).



इसे ऐल्यूमिनो-थर्मिक विधि भी कहते हैं। इसमें क्रोमियम ऑक्साइड और ऐल्यूमीनियम धातु के चूर्ण का मिश्रण लेते हैं। आग्नेय मिट्टी की बड़ी मूषा में इस मिश्रण को रखते हैं और चारों ओर से बालू रक्खी जाती है। मेगनीशियम चूर्ण और बेरियम पराक्साइड के बने हुये कारतूस द्वारा मिश्रण में आग लगाई जाती है। प्रतिक्रिया में इतनी

(चित्र १२४—तापन विधि) गरमी पैदा होती है कि, ऐल्यूमिना और क्रोमियम धातु दोनों गल जाते हैं। निचली तह क्रोमियम धातु की होती है—

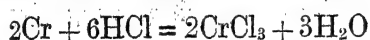


क्रोमियम प्लेटिंग में विद्युत्-विच्छेदन विधि से भी क्रोमियम धातु बनायी जाती है। इसमें विलयन २५० ग्राम प्रति लीटर क्रोमियम त्रिऑक्साइड और ३-५ ग्राम प्रति लीटर क्रोमियम सल्फेट का लेते हैं। विलयन तापक्रम ४०° रक्खा जाता है। एनोड लेड (सीसे) का होता है, और कैथोड उस धातु का जिस पर क्रोमियम चढ़ाना हो। विद्युत्-धारा प्रतिवर्ग डेसीमीटर कैथोड के हिसाब से ११ एम्पीयर घनत्व की लेते हैं।

अति शुद्ध क्रोमियम क्रोमिक क्लोराइड विलयन के विद्युत्-विच्छेदन से मिलता है। कैथोड पारे का लेते हैं। जो क्रोमियम संरस बनता है उसे यदि शून्य में खवित करें तो शुद्ध क्रोमियम रह जाता है।

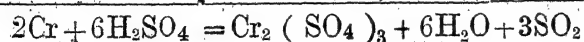
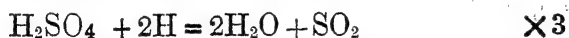
धातु के गुण—इसके भौतिक गुणों का उल्लेख पहले किया जा चुका है। यह नील श्वेत धातु है। शुद्ध क्रोमियम काँच से भी अधिक कठोर है। यदि क्रोमियम में कार्बन मिला हो तो कठोरता हीरे की कठोरता के कुछ निकट पहुँच जाती है। वायु में गरम करने पर इसकी ऊपर तह में ही थोड़ा सा उपचयन होता है।

क्रोमियम पर हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड का धीरे धीरे प्रभाव पड़ता है—



हलके नाइट्रिक एसिड में क्रोमियम घुल जाता है।

सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से क्रोमियम सल्फेट और गन्धक द्विऑक्साइड बनता है—



सान्द्र नाइट्रिक एसिड के प्रभाव से धातु निश्चेष्ट (passive) हो जाती है। संभवतः इसके पृष्ठ पर अदृष्ट ऑक्साइड की हलकी सी तह जम जाती है।

इस प्रकार निश्चेष्ट बने क्रोमियम को हलके नाइट्रिक एसिड में रक्खा जाय तो यह नहीं घुलता। क्रोमियम को क्रोमिक एसिड में थोड़ी देर रक्खा जाय, तो भी यह निश्चेष्ट हो जाता है।

इस निश्चेष्टता को दूर करने की विधि यह है कि हलके सततपूरक ऐसिड के विलयन में निश्चेष्ट क्रोमियम को रखो और जस्ता (जिंक) से इसे विलयन के भीतर लुआओ । गैलवैनिक प्रतिक्रिया द्वारा निश्चेष्टता दूर हो जायगी (नवजात हाइड्रोजन ऑक्सिड की अदृष्ट तह को अपचित कर देगा) ।

फेरोक्रोम (Ferrochrome)—इसके बनाने की विधि पहले दी जा चुकी है अर्थात् क्रोमाइट अयस्क को चूने और कोयले के साथ गरम करके यह बनाया जाता है । यह लोहे और क्रोमियम का मिश्रधातु है । इसमें ७०-८० प्रतिशत तक क्रोमियम होता है ।

यदि क्रोम-स्टील बनाना हो तो गले हुये इस्पात में फेरोक्रोम की उचित मात्रा डालनी चाहिये । यदि इसमें २-४ प्रतिशत कार्बन भी हो तो बहुत ही कठोर इस्पात मिलेगा जिसका उपयोग इंजीनियरिंग के काम में होता है । निष्कलंक इस्पात में (stainless steel), जिस पर ऐसिड का असर नहीं होता, ८४ प्रतिशत लोहा, १३ प्रतिशत क्रोमियम और १ प्रतिशत निकेल होता है । इस पर जंग भी नहीं लगता ।

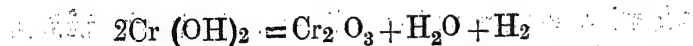
क्रोम-निकेल मिश्रधातु के द्रवणांक बहुत ऊँचे होते हैं, और इनका उपचयन भी नहीं होता, अतः इनके तारों का उपयोग बिजली की भट्टियों के बनाने में होता है ।

क्रोमियम संरस (एमलगम) को गरम करने पर ज्वलनशील क्रोमियम (आतिशबाजी के योग्य) प्राप्त होता है । यह गरम करने पर नाइट्रोजन से संयुक्त हो जाता है और क्रोमियम नाइट्राइड, CrN , बनता है ।

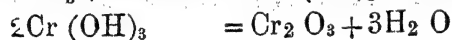
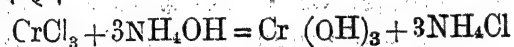
क्रोमियम के ऑक्साइड—क्रोमियम के चार ऑक्साइड मिलते हैं (१) क्रोमस ऑक्साइड, CrO , (२) क्रोमियम सेस्क्वि ऑक्साइड, Cr_2O_3 , (३) क्रोमियम ट्राईऑक्साइड, CrO_3 ; और (४) क्रोमिक एनहाइड्राइड (अनुद), CrO_3

क्रोमस ऑक्साइड, CrO —क्रोमियम संरस पर हलके नाइट्रिक ऐसिड के उपचायक प्रभाव द्वारा यह बनाया जाता है । क्रोमियम संरस को हवा में खुला रख छोड़ने पर भी यह बनता है । यह काला चूर्ण है ।

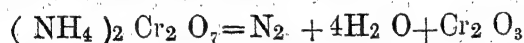
यह उल्लेखनीय बात है कि क्रोमस लवणों और क्षार के योग जो क्रोमस हाइड्रोक्साइड, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, बनता है, उसे गरम करके क्रोमस ऑक्साइड नहीं बना सकते । यह गरम करने पर क्रोमिक ऑक्साइड, Cr_2O_3 , हाइड्रोजन और पानी देता है—



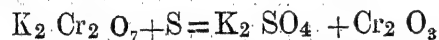
क्रोमिक ऑक्साइड या क्रोमियम एकार्थ (सेस्क्रि) ऑक्साइड, Cr_2O_3 —क्रोमिक लवणों और अमोनियम हाइड्रॉक्साइड या अन्य क्षारीय विलयनों के योग से क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, का हरा, या पीत-नीला अवक्षेप आता है। इसे तपाने पर क्रोमिक ऑक्साइड रह जाता है जो परम-स्थायी पदार्थ है।



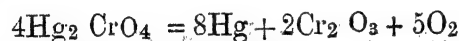
अमोनियम ट्रिक्रोमेट के मणिभों को गरम करने पर भी क्रोमिक ऑक्साइड मिलता है, नाइट्रोजन और पानी निकल जाते हैं—



पोटैशियम ट्रिक्रोमेट को गन्धक या किसी अपचायक पदार्थ के साथ गरम किया जाय तो भी क्रोमिक ऑक्साइड मिलेगा—



मरक्यूरस क्रोमेट को धीरे धीरे गरम करने पर सुन्दर हरा ऑक्साइड मिलता है—



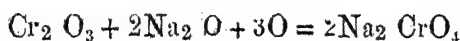
क्रोमिक ऑक्साइड दो प्रकार का होता है। क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड या अमोनियम ट्रिक्रोमेट को धीरे धीरे गरम करने से जो ऑक्साइड मिलता है वह अमणिभ, और अम्लों में अविलेय है, पर यह प्रबल उत्प्रेरक है (जैसे अमोनिया के उपचयन में)।

यदि अमणिभ ऑक्साइड को जारों से अकेले गरम किया जाय अथवा कैल्शियम कार्बोनेट और बोरन त्रिऑक्साइड के साथ गलाया जाय तो जो ऑक्साइड मिलता है वह मणिभ, अम्लों में अविलेय और निष्क्रिय है। पोटैशियम ट्रिक्रोमेट और सामान्य नमक को मिला कर तपाने पर भी मणिभ ऑक्साइड मिलता है।

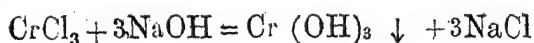
क्रोमिक ऑक्साइड का द्रवणांक 1860° है। इस कारण भट्टियों में इसका अस्तर बहुधा किया जाता है। आग का इस पर असर नहीं होता। रंगीन काँच और पोर्सलेन के व्यवसाय में भी इसका उपयोग है। तेल के साथ मिला कर पेंट में भी काम आता है।

यदि क्रोमिक ऑक्साइड को विलयन में लाना हो तो इसे पोटैशियम हाइड्रोजन सल्फेट के साथ गलाना चाहिये।

सोडियम, कार्बोनेट और सोडियम नाइट्रेट के मिश्रण के साथ गलाने पर यह सोडियम क्रोमेट देता है।



क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ —क्रोमिक लवण को कार्बोनेट सोडा या अमोनिया के साथ अवक्षिप्त करने पर क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड बनता है—



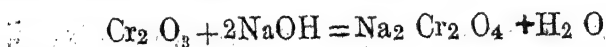
हरे क्रोमिक लवण तो हरा हाइड्रॉक्साइड देते हैं, पर बैजनी क्रोमिक लवण धूसर-नील रंग का हाइड्रॉक्साइड देते हैं। यह अवक्षेप जल-युक्त होता है, और जल के अणुओं की संख्या अनिश्चित है।

यदि बैजनी क्रोमिक लवण को अमोनिया विलयन के साथ ठंडे तापक्रम पर अवक्षिप्त किया जाय तो पीत-नील रंग का अवक्षेप मिलता है। इसे सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर सुखावें तो $\text{Cr}(\text{OH})_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ पदार्थ मिलता है।

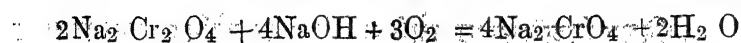
इस पदार्थ को हाइड्रोजन के प्रवाह में 200° पर गरम करें तो $\text{CrO}(\text{OH})$ मिलेगा, और रक्तवर्ण करने पर यह दमकता हुआ अविलेय Cr_2O_3 देगा।

क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड का ताज़ा नीला अवक्षेप कार्बोनेट क्षारों में घुल कर हरा सा विलयन देता है जो ऋणात्मक श्लैष या कोलायडीय विलयन है। यह पार्चमेंट पत्र के आर पार नहीं निकल पाता। कुछ लोग भूल से इसे विलेय क्रोमाइट, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$ या $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ समझते हैं।

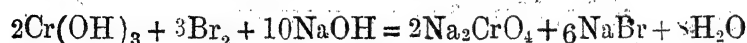
क्रोमियम ऑक्साइड को कार्बोनेट सोडा के साथ गलाया जाय तब भी संभवतः क्रोमाइट $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$, बनता है—



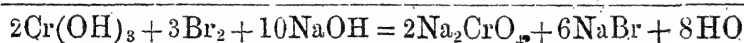
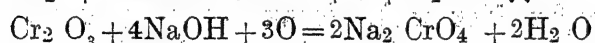
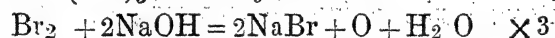
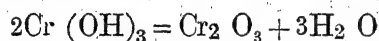
प्रकृति में जो क्रोमाइट मिलता है वह फेरस क्रोमाइट, FeCr_2O_4 , है। क्रोमाइट को क्षार और सोडियम नाइट्रेट या क्लोरेट के साथ गरम करें तो सोडियम क्रोमेट बनता है—



क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप को कॉस्टिक सोडा और ब्रोमीन जल के साथ उबाला जाय, तब भी यही प्रतिक्रिया होती है—

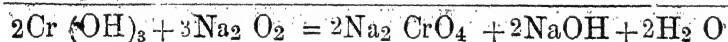
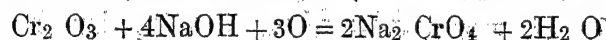
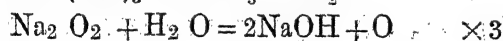
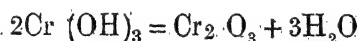


इसे इस प्रकार समझ सकते हैं—

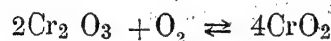


इस प्रतिक्रिया का उपयोग क्रोमियम के परीक्षण में किया जाता है।

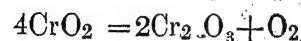
सोडियम परॉक्साइड और क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड से भी यही प्रतिक्रिया की जा सकती है—



क्रोमियम ट्राइऑक्साइड, CrO_2 (या Cr_3O_6)— इसे क्रोमिक क्रोमेट Cr_2O_3 , CrO_3 भी समझना चाहिये। ऐसे कार्बनिक यौगिक बनाये गये हैं जिनमें क्रोमियम की संयोज्यता ४ है, अतः यह संभव है कि यह CrO_2 ही हो। क्रोमियम सेस्क्विऑक्साइड को हवा में गरम करने पर यह बनता है—

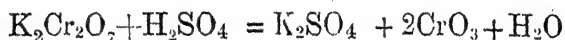


क्रोमिक ऐसिड और क्रोमियम हाइड्रॉक्साइड के योग से भी यह बनता है। यह काला चूर्ण है। रक्तताप पर विभक्त होकर यह ऑक्सीजन और क्रोमिक ऑक्साइड देता है—



क्षारों के प्रभाव से यह क्रोमिक ऑक्साइड और क्रोमेट में आसानी से परिणत हो जाता है।

क्रोमियम त्रिऑक्साइड, क्रोमिक एसिड या क्रोमिक एनहाइडाइड (अनुद), CrO_3 —पोटैसियम द्विक्रोमेट के विलयन में सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड डालने पर लाल विलयन मिलता है जो क्रोमिक अनुद, CrO_3 , का है। इसे भूल से क्रोमिक एसिड भी कहते हैं, जिसका वास्तविक सूत्र H_2CrO_4 होना चाहिये।



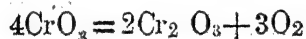
पोटैसियम द्विक्रोमेट का संतृप्त विलयन बनाओ, और इसमें ठंडा सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड डालो, विलयन को अच्छी तरह टारते जाओ। विलयन के ठंडे किये जाने पर गहरे लाल रंग के मणिभ पृथक् होंगे। ऊपर से द्रव निधार दो और रन्ध्रमय प्लेट पर दबा कर मणिभों का पानी दूर कर दो। इन मणिभों को सान्द्र नाइट्रिक एसिड (घनत्व 1.42) से धोया जा सकता है। इस शक्ति के एसिड में ये मणिभ अविलेय हैं। इन्हें रेणु-उष्मक पर धीरे-धीरे गरम करके सुखाया जा सकता है।

क्रोमियम त्रिऑक्साइड के गहरे लाल रंग के मणिभ होते हैं। ये 183° पर पिघलते हैं। मणिभ पानी में घुल कर जो विलयन देते हैं उसमें क्रोमिक एसिड नहीं, बल्कि द्विक्रोमिक एसिड, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, होता है। इस धारणा की पुष्टि विलयन के हिमांक अवनमन और विद्युत् चालकता से होती है। शुद्ध द्विक्रोमिक एसिड विलयन से पृथक् नहीं किया जा सकता। कहा जाता है कि क्रोमियम त्रिऑक्साइड के मणिभों को थोड़े से पानी के साथ गरमाने पर क्रोमिक एसिड, H_2CrO_4 , मिलता है, पर इसका अस्तित्व संदिग्ध है। यदि यह एसिड बनता भी हो, तथापि यह बड़ा अस्थायी है।

द्रवणांक के आगे और गरम करने पर क्रोमियम त्रिऑक्साइड में से ऑक्सीजन निकल जाता है और भूरा क्रोमिक क्रोमेट रह जाता है—



और आगे गरम करने पर क्रोमियम सेस्क्वि-ऑक्साइड मिलता है—



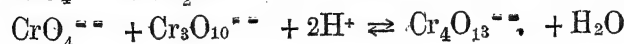
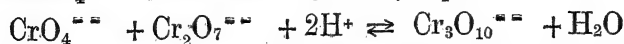
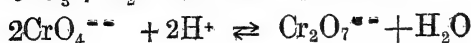
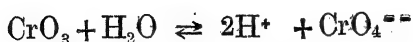
क्रोमियम त्रिऑक्साइड पानी में घुल कर अनेक आयनों देता है—

क्रोमेट आयन, CrO_4^{--}

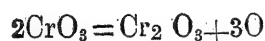
द्विक्रोमेट आयन, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{--}$

त्रिक्रोमेट आयन, $\text{Cr}_3\text{O}_{10}^{--}$

चतुःक्रोमेट आयन, $\text{Cr}_4\text{O}_{13}^{--}$

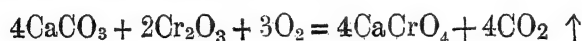


क्रोमिक एसिड या त्रिआक्साइड प्रबल उपचायक पदार्थ है। यदि इसके ऊपर एल्कोहल डाला जाय तो यह जल उठता है। इसका विलयन शर्करा, आक्जेलिक एसिड, कागज आदि द्वारा अपचित हो जाता है। यह गन्धक त्रिआक्साइड को त्रिआक्साइड में, स्टेनस क्लोराइड को स्टेनिक क्लोराइड में, आर्सीनियस आक्साइड को आर्सेनिक आक्साइड में, फेरस लवणों को फेरिक लवणों में परिणत कर देता है। इन प्रतिक्रियाओं की आधार प्रतिक्रिया यह है—

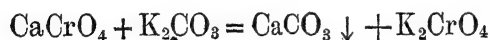


बहुधा ये प्रतिक्रियायें पोटैसियम दिक्रोमेट और सल्फ्यूरिक एसिड के साथ की जाती हैं। इनका उल्लेख पोटैसियम दिक्रोमेट के साथ किया जावेगा। कार्बनिक रसायन में क्रोमिक त्रिआक्साइड और हैम ऐंसीटिक एसिड का विलयन बहुधा उपचयन के काम में आता है।

पोटैसियम क्रोमेट, K_2CrO_4 —जैसा कि पहले कहा जा चुका है, क्रोमाइट अयस्क को चूने के साथ (या चूने के पत्थर के साथ) हवा में गरम किया जाय तो पोटैसियम क्रोमेट बनता है—

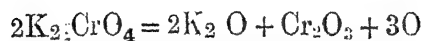


अयस्क का लोहा फेरिक आक्साइड के रूप में बच रहता है। कैल्सियम क्रोमेट के विलयन में पोटैसियम कार्बोनेट मिलाने पर पोटैसियम क्रोमेट बनता है और कैल्सियम कार्बोनेट का अवक्षेप पृथक् हो जाता है—

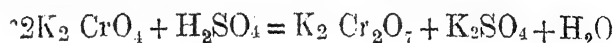


मिश्रण को छानने पर पोटैसियम क्रोमेट, K_2CrO_4 , का पीला विलयन मिलता है। इसे सुखाने पर क्रोमेट के मणिभ मिलते हैं।

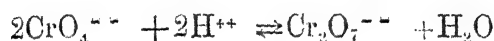
पोटैसियम क्रोमेट के मणिभ नीबू के रंग के समान पीले होते हैं। १०० ग्राम पानी में १५° पर ये ६२ ग्राम और १००° पर ७६ ग्राम विलेय हैं। ये विषैले होते हैं। गरम करने पर ये विभक्त नहीं होते। क्षारीय या शिथिल उपचायक पदार्थों द्वारा पोटैसियम क्रोमेट का विलयन अपचित हो जाता है।



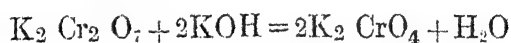
पोटैसियम क्रोमेट के पीले विलयन में अम्ल डाला जाय तो रंग लाल हो जाता है क्योंकि ट्रिक्रोमेट आयन, $Cr_2O_7^{--}$, बन जाती है—



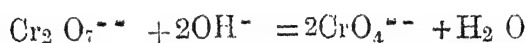
या



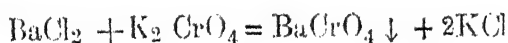
इसी प्रकार ट्रिक्रोमेट के विलयन में क्षार का विलयन डाला जाय, तो पीला विलयन क्रोमेट का बनता है—



या

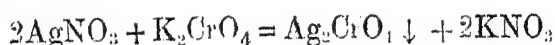


पोटैसियम क्रोमेट का विलयन अनेक लवणों के साथ क्रोमेटों का अवक्षेप देता है। बेरियम और सीस क्रोमेट पीले होते हैं, और ऐसीटिक ऐसिड में अविलेय हैं—

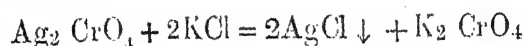


इन प्रतिक्रियाओं का उपयोग सीस और बेरियम आयनों की पहचान में किया जाता है।

रजत नाइट्रेट का विलयन पोटैसियम क्रोमेट के साथ "ट" के से लाल रंग का अवक्षेप देता है—

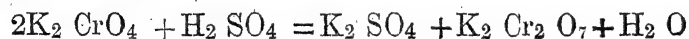


यह अवक्षेप ऐसिडों में, या अमोनिया में विलेय है। पोटैसियम बिलोराइड के विलयन में घुल जाता है, क्योंकि रजत क्रोमेट की अपेक्षा रजत बिलोराइड अधिक अविलेय है—



भास्मिक बिस्मथ क्रोमेट, $(BiO)_2Cr_2O_7$ नारंगी-पीले रंग का होता है। भास्मिक यशद क्रोमेट, $Zn_2(OH)_2CrO_4 \cdot H_2O$, पीले रंग का होता है।

पोटैसियम द्विक्रोमेट, $K_2Cr_2O_7$ —पोटैसियम क्रोमेट के संतृप्त विलयन में सल्फ्यूरिक एसिड की गुणित मात्रा डालने पर पोटैसियम द्विक्रोमेट बनेगा। साथ में पोटैसियम सल्फेट भी बनता है, पर द्विक्रोमेट की विलेयता सल्फेट की अपेक्षा बहुत कम है अतः ठंडा करने पर इसके मणिम पृथक् हो जावेंगे—



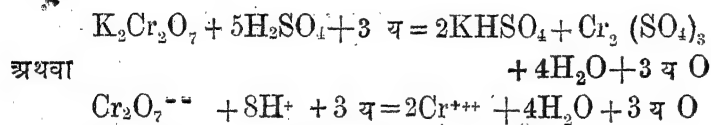
पोटैसियम द्विक्रोमेट के बड़े लाल मणिम 400° के निकट पिघलते हैं। पिघला कर यदि ठंडा किया जाय तो अब इस प्रकार का पदार्थ मिलता है जिसके मणिम छोटे छोटे होते हैं, और जिन्हें आसानी से पीसा जा सकता है। पोटैसियम द्विक्रोमेट १०० ग्राम पानी में 15° पर १० ग्राम और 100° पर ६४ ग्राम विलेय है।

पोटैसियम द्विक्रोमेट बहुत ही अच्छा उपचायक पदार्थ है। इसकी प्रतिक्रियाएँ दो वर्ग की हैं—

१. एसिड के अभाव में प्रतिक्रियाएँ निम्न प्रकार चलेंगी—

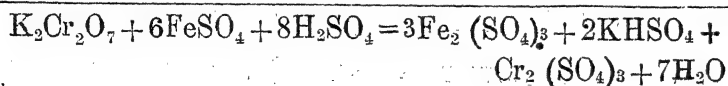
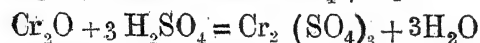
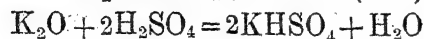
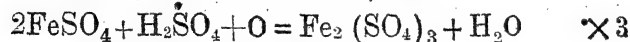
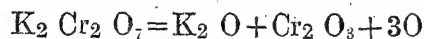


२. एसिड की विद्यमानता में—

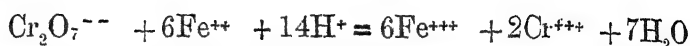


कुछ विशेष प्रतिक्रियाएँ हम नीचे देते हैं—

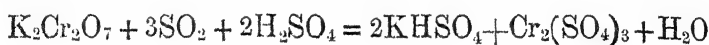
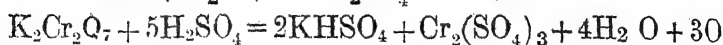
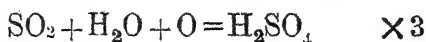
(क) फेरस सल्फेट के विलयन को यह फेरिक सल्फेट में परिणत करता है (अनुमापन में इस प्रतिक्रिया का उपयोग होता है) —



अथवा आयनों के रूप में

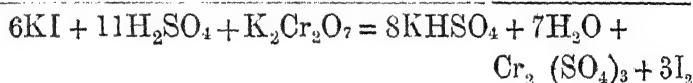


(ख) यह गन्धक द्विऑक्साइड को सल्फ्यूरिक एसिड में परिणत करता है—

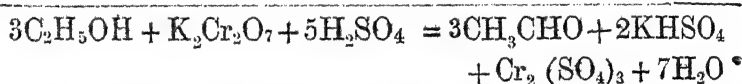
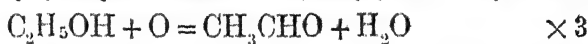


इस प्रकार गन्धक द्विऑक्साइड गैस की (सलफाइटों की) पहिचान की जाती है। पोटैसियम दिक्रोमेट से भीगे कागज़ का रंग क्रोमिक लवण बनने के कारण नीला पड़ जाता है।

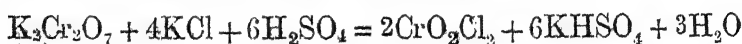
(ग) पोटैसियम थायोडाइड के विलयन में से थायोडीन मुक्त करता है—



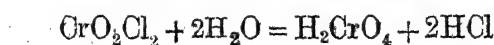
(घ) यह एल्कोहल के विलयन को ऐलडीहाइड में परिणत करता है—



(५) पोटैसियम दिक्रोमेट सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से (अथवा सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और किसी क्लोराइड के साथ) क्रोमिल क्लोराइड, CrO_2Cl_2 , नामक पदार्थ की भूरी वाष्प देता है—



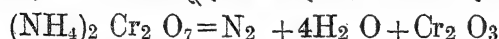
क्रोमिल क्लोराइड गहरे लाल रंग का द्रव है जिसका क्वथनांक 115° है। पानी के योग से यह क्रोमिक एसिड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड देता है—



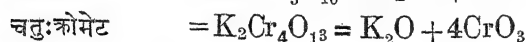
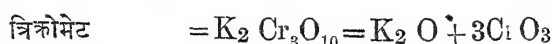
पोटैसियम दिक्रोमेट का उपयोग कच्चे चमड़े को पकाने में भी किया जाता है। खाल को पहले दिक्रोमेट के आम्ल विलयन में रखते हैं और फिर

इसका अपचयन हाइड्रो के विलयन से करते हैं। खाल के छेदों में क्रोमिक ऑक्साइड भर जाता है जिससे खाल पक जाती है (क्रोमटैनिंग)।

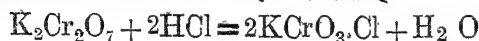
अमोनियम द्विक्रोमेट, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ —पोटैसियम द्विक्रोमेट के संतृत विलयन में अमोनियम क्लोराइड डालने पर यह बनता है। जैसा कहा जा चुका है यह शीघ्र जलाया जा सकता है (दियासलाई की आग को ही यह पकड़ लेता है) और चमत्कारपूर्ण रूप से इसका विभाजन होता है—



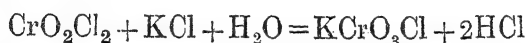
त्रिक्रोमेट और चतुःक्रोमेट—पोटैसियम द्विक्रोमेट या क्रोमिक ऐसिड में सान्द्र नाइट्रिक ऐसिड की उचित मात्रा मिलाने पर इनके लाल रवे मिलते हैं।



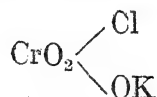
क्लोरोक्रोमेट—यदि गरम सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में पोटैसियम द्विक्रोमेट का चूरा मिलाया जाय और फिर विलयन को ठंढा किया जाय तो पोटैसियम क्लोरोक्रोमेट के लाल मणिभ मिलते हैं—



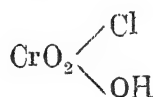
पोटैसियम क्लोराइड के संतृत विलयन में क्रोमिल क्लोराइड मिलाने पर भी क्लोरोक्रोमेट बनता है—



इसे क्रोमिक और पोटैसियम क्लोराइड का योगशील यौगिक ($\text{CrO}_3 \cdot \text{KCl}$) समझना चाहिये। इसे पेलिगोट का लवण (Peligot's salt) भी कहते हैं। इसके अणु की रचना संभवतः निम्न प्रकार है—

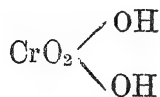


क्लोरोक्रोमेट

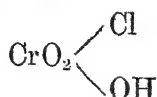


क्लोरोक्रोमिक ऐसिड

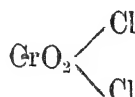
अतः क्रोमिक ऐसिड, H_2CrO_4 , क्रोमिल क्लोराइड, और क्लोरोक्रोमिक ऐसिड का सम्बंध निम्न प्रकार हुआ—



क्रोमिक ऐसिड



क्लोरोक्रोमिक ऐसिड



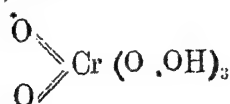
क्रोमिल क्लोराइड

परक्रोमिक एसिड (Perchromic acid)—यदि पोटैसियम क्रोमेट के विलयन में हलका सल्फ्यूरिक एसिड, और हाइड्रोजन परोक्साइड डाला जाय, तो गहरे रंग का विलयन मिलता है। इस विलयन को ईथर के साथ हिलावें, तो ईथर की तह में चटक नीला रंग मिलेगा। ईथर में घुले इस नीले पदार्थ को “नीला परक्रोमिक एसिड” कहते हैं। यह बहुत स्थायी नहीं है। साधारण तापक्रम पर यह ८-१० घंटे में ही विभक्त हो जाता है। यह पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में से आयोडीन मुक्त करता है। कार्बनिक भस्मों के साथ जैसे ऐनिलिन, पिरिडिन, या अन्य एमिन अथवा एलकेलॉयड, यह नीले अथवा अन्य रंगों के लवण देता है जो विस्फोटक हैं।

यदि नीले परक्रोमिक एसिड का सूत्र HCrO_5 माना जाय तो इसके लवण CrO_4 (O य). H_2O_2 , माने जायंगे। ये सब विभक्त होने पर ऑक्सीजन देते हैं। कुछ लोग नीले परक्रोमिक एसिड को H_3CrO_7 मानते हैं। इसकी रचना अनिश्चित है। संभवतः यह क्रोमियम परक्रोमेट ही है, न कि एसिड। यह विभक्त होकर क्रोमियम ट्रि क्रोमेट देता है (प्रकाश और राय के मतानुसार)।

क्षारीय क्रोमेटों के विलयन में हाइड्रोजन परोक्साइड डालने पर लाल लवण मिलते हैं जिनकी रचना संभवतः Cr_2O_8 है। ये एसिडों का योग होने पर ऑक्सीजन मुक्त करते हैं और नीले लवण देते हैं।

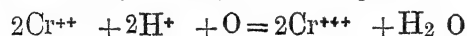
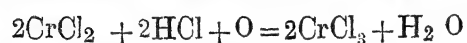
यदि मेथिल ईथर में क्रोमिक एसिड, CrO_3 , घोला जाय और विलयन को -30° तक ठंढा करके इसमें ६७% हाइड्रोजन परोक्साइड मिलाया जाय, और फिर नीले ईथर विलयन को पृथक् करके -30° पर शून्य में इसे सुखावें तो गहरे नीले रंग का पदार्थ मिलता है जो संभवतः शुद्ध “नीला परक्रोमिक एसिड” है। इसका सूत्र $\text{H}_3\text{CrO}_5 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ है। इसे $(\text{OH})_4 \cdot \text{Cr}(\text{O} \cdot \text{OH})_3$ भी लिख सकते हैं। लाल लवण संभवतः इसके निर्जल एसिड, H_2CrO_6 , के लवण हैं—



क्रोमस लवण

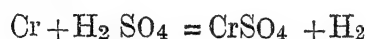
[Chromous Salts]

इन लवणों में क्रोमियम की संयोज्यता दो है। क्रोमस लवण कम पाये जाते हैं। इनका रंग नील-वैजनी होता है। ये सब प्रबल अपचायक हैं, और शीघ्र उपचित होकर क्रोमिक लवण बन जाते हैं।

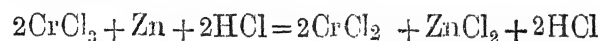


क्रोमस लवण वायु के ऑक्सीजन से भी उपचित हो जाते हैं।

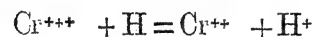
क्रोमस लवण या तो क्रोमियम धातु और अम्लों, के योग से बनते हैं (गरम करने पर)—जैसे



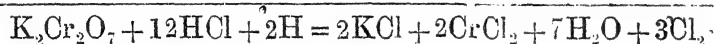
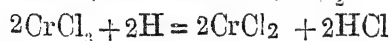
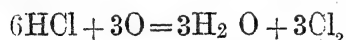
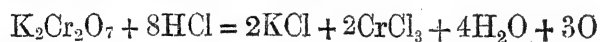
अथवा क्रोमिक लवणों को हलके एसिड और जस्ते के प्रभाव से अपचित करके बनाये जाते हैं—



अथवा

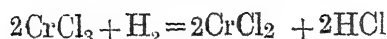


क्रोमस क्लोराइड, $\text{CrCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ —पोटैसियम द्विश्रोमेट को जस्ता और हाइड्रोक्लोरिक एसिड से प्रतिकृत करने पर विलयन का रंग पहले तो हरा पड़ता है क्योंकि क्रोमिक क्लोराइड बनता है, पर यही रंग बाद को क्रोमस क्लोराइड बनने पर नीला हो जाता है—

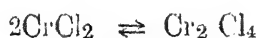


क्रोमस क्लोराइड के नीले विलयन में यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस प्रवाहित की जाय तो क्रोमस क्लोराइड के नीले मणिम अवक्षिप्त हो जाते हैं। ये $\text{CrCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ हैं।

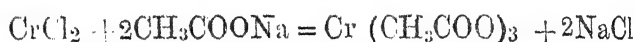
क्रोमिक क्लोराइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर निर्जल क्रोमस क्लोराइड मिलता है—



क्रोमियम धातु को हाइड्रोजन क्लोराइड के प्रवाह में गरम करने पर भी यह मिलता है। इसके मणिम सफेद रेशमी सुइयों के से होते हैं। 1300° पर क्रोमस क्लोराइड का वाष्प घनत्व ११३ है, और 1600° पर ८६। CrCl_2 सूत्र के आधार पर वाष्प घनत्व ६१ और Cr_2Cl_4 के आधार पर १२२ होना चाहिये, अतः स्पष्टतः निम्न साम्य पाया जाता है—

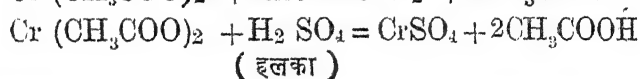
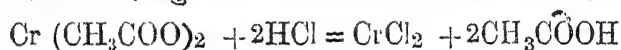


क्रोमस ऐसीटेट, $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ —बहुत कम विलेय होने के कारण क्रोमस लवणों और सोडियम ऐसीटेट के योग से यह प्राप्त हो जाता है। पोटैशियम ट्रिक्रोमेट, जस्ता और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से क्रोमस क्लोराइड का जो नीला विलयन मिला, उसमें सोडियम ऐसीटेट का संतृप्त विलयन डालने पर क्रोमस ऐसीटेट का लाल अवक्षेप आवेगा—



इस लाल अवक्षेप को छान कर शून्य में सुखाया जा सकता है। यह स्थायी पदार्थ है।

क्रोमस ऐसीटेट से ही बहुधा अन्य क्रोमस लवण बनाये जाते हैं—

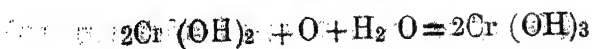


क्रोमस सल्फेट, $\text{CrSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —क्रोमस ऐसीटेट को हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड में घोल कर क्रोमस सल्फेट बनाया जाता है। इसकी रचना और आकृति फेरस सल्फेट, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के समान है। यह नीले मणिम देता है।

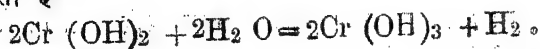
क्रोमस सल्फेट अन्य सल्फेटों के साथ द्विगुण लवण भी बनाता है जैसे $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CrSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ।

क्रोमस सल्फेट का अमोनियम विलयन ऐसीटिलीन और नाइट्रिक ऑक्साइड गैसों का शोषण भी करता है ($\text{CrSO}_4 \cdot \text{NO}$ जैसे $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$)।

क्रोमस हाइड्रॉक्साइड, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ —क्रोमस लवणों के विलयन में कॉस्टिक सोडा का विलयन डालने पर क्रोमस हाइड्रॉक्साइड का भूरा-पीला अवक्षेप मिलता है। यह वायु से ऑक्सीजन लेकर क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड में परिणत हो जाता है—

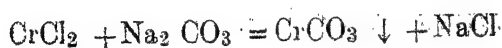


नम क्रोमस हाइड्रॉक्साइड शीघ्र हाइड्रोजन देकर भी क्रोमिक हाइड्रॉक्साइड बन जाता है—



क्रोमस ऑक्साइड, CrO —यह क्रोमस हाइड्रॉक्साइड को गरम कर के नहीं बनाया जा सकता। क्रोमियम सरस को हवा में खुला रख छोड़ने पर यह काले चूर्ण के रूप में मिलता है।

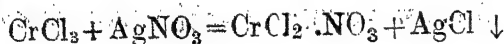
क्रोमस कार्बोनेट, CrCO_3 —यह क्रोमस क्लोराइड के नीले विलयन में सोडियम कार्बोनेट डाल कर बनाया जाता है। यह धूसर रंग का अवक्षेप देता है।



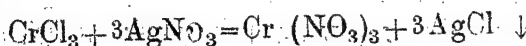
क्रोमिक लवण

[Chromic Salts]

क्रोमिक लवण साधारणतः जो अन्य धातुओं के लवणों के समान प्रतीत होते हैं पर इनमें एक विशेष अन्तर यह है कि ये पूरी तरह से आयनित नहीं होते। ये बहुधा दो रंग के पाये जाते हैं—हरे और बैजनी। दोनों के गुणों में बड़ा अन्तर है। उदाहरण के लिये क्रोमिक क्लोराइड को ले सकते हैं। हरा क्रोमिक क्लोराइड पानी में विलेय है, पर बैजनी अविलेय है। हरे क्रोमिक क्लोराइड के विलयन में रजत नाइट्रेट का विलयन डालें, तो एक तिहाई क्लोरीन ही रजत क्लोराइड के रूप में अवक्षिप्त होती है—



न कि

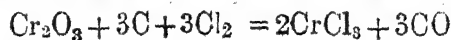


इसी प्रकार यदि गन्धक द्विऑक्साइड और क्रोमिक ऐसिड की प्रतिक्रिया से -8° पर क्रोमिक सल्फेट बनाया जाय, तो यह ऐसा विचित्र होता है। जो बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप ही नहीं देता, अर्थात् इसमें सल्फेट आयन हैं ही नहीं।

अन्य विधियों से बने क्रोमिक सल्फेट, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, एक तिहाई या कभी कभी दो-तिहाई सल्फेट बेरियम सल्फेट के रूप में अवक्षिप्त करते हैं।

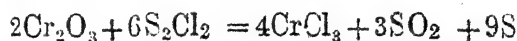
इस प्रकार स्पष्ट है कि जहाँ तक आयनों का सम्बन्ध है क्रोमिक लवण अपनी विचित्रता व्यक्त करते हैं। ये कई प्रकार के संकीर्ण यौगिक भी बनाते हैं।

क्रोमिक क्लोराइड, CrCl_3 —क्रोमियम सेस्क्विऑक्साइड, और कोयले के मिश्रण को रक्त-तप्त करके इस पर यदि क्लोरीन गैस प्रवाहित करें तो पीत-हरे रंग का क्रोमिक क्लोराइड बनता है—



यह लवण शुद्ध रूप में तो पानी में लगभग अविलेय है, पर यदि इसमें थोड़ा सा भी क्रोमस क्लोराइड मिला हो तो यह शीघ्र घुल जाता है। इस क्रोमिक क्लोराइड के रवे 106.5° पर वाष्पीभूत होते हैं।

(२) क्रोमियम सेस्क्विऑक्साइड और गन्धक क्लोराइड के योग से बैजनी रंग का क्रोमिक क्लोराइड मिलता है—

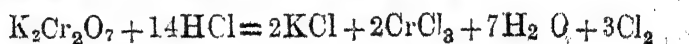


क्लोरीन और क्रोमियम धातु की प्रतिक्रिया से भी यह बनता है।

(३) क्रोमियम हाइड्रॉक्साइड के अवक्षेप को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर विलेय क्रोमिक क्लोराइड बनता है—



पोटैशियम दिक्रोमेट के संतृप्त विलयन को हाइड्रोक्लोरिक एसिड के साथ अग्रचित करके भी विलेय क्रोमिक क्लोराइड बनता है—

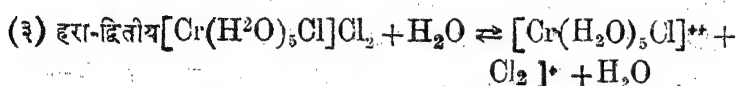
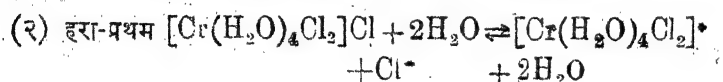
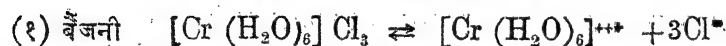


विलयन को यदि हाइड्रोक्लोरिक एसिड गैस से संतृप्त कर दिया जाय तो क्रोमिक क्लोराइड लवण ठोस रूप में पृथक् हो जायगा।

(४) हरे क्रोमिक क्लोराइड के ५०% विलयन को 60° तक गरम करें और फिर 0° तक ठंडा करके हाइड्रोजन क्लोराइड से संतृप्त करें तो शुद्ध बैजनी रंग का क्लोराइड पृथक् होगा। इसे छान लें और छाने हुये विलयन में हाइड्रोजन क्लोराइड से संतृप्त ईथर मिलावें, तो एक दूसरा हरा क्लोराइड मिलता है।

इन सब से यह स्पष्ट है कि विलयन में दोनों तरह के क्रोमिक क्लोराइड साम्य में स्थित रहते हैं। हल्के विलयनों में संभवतः बैजनी रंग का आधिक्य होता है, और सान्द्र विलयनों में हरे रंग के क्लोराइड का आधिक्य होता है।

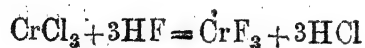
वैजनी रंग का क्लोराइड विलयन में से रजत नाइट्रेट द्वारा पूरे क्लोराइड का अवक्षेप देता है, पर हरे रंग के क्लोराइड का एक-तिहाई भाग ही रजत नाइट्रेट से अवक्षिप्त होता है। कुछ हरे रंग के क्लोराइड दो-तिहाई क्लोराइड को रजत नाइट्रेट से अवक्षिप्त कर देते हैं। इस प्रकार तीन प्रकार के सजल क्रोमिक क्लोराइड, $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, माने जा सकते हैं—



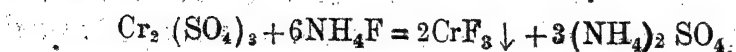
इन सूत्रों की पुष्टि इस बात से भी होती है कि वैजनी क्रोमिक क्लोराइड के विलयन की विद्युत् चालकता सबसे अधिक है, द्वितीय हरे क्लोराइड की उससे कम, और प्रथम हरे क्लोराइड की सबसे कम। पानी के हिमांक का अवनमन वैजनी क्लोराइड द्वारा प्रथम हरे क्लोराइड की अपेक्षा लगभग दुगुना होता है। इससे भी स्पष्ट है कि वैजनी द्वारा प्राप्त आयनों की संख्या दूसरे की अपेक्षा दुगुनी है।

यदि प्रथम-हरे क्लोराइड को डेसिकेटर में सुखाया जाय तो इसका २ अणु पानी सूख जाता है, पर वैजनी रंग के क्लोराइड का पानी नहीं सूखता। इससे भी स्पष्ट है कि वैजनी क्लोराइड में पानी के सब अणु संकोर्ण आयन का भाग बन गये हैं।

क्रोमिक फ्लोराइड, $\text{CrF}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ —क्रोमिक क्लोराइड के ऊपर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड गैस प्रवाहित करने पर क्रोमिक फ्लोराइड, CrF_3 , बनता है—



इसके सुई की आकृति के मणिभ होते हैं। क्रोमिक सल्फेट के विलयन में अमोनियम फ्लोराइड डालने पर सजल क्रोमिक फ्लोराइड का अवक्षेप आता है—



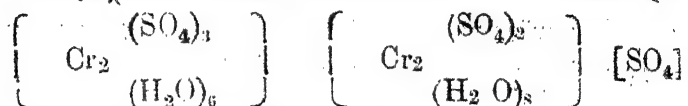
क्रोमिक फ्लोराइड हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में वैजनी विलयन देता है।

क्रोमिक क्रोमाइड, CrBr_3 , और दो प्रकार के $\text{CrBr}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —वे क्रोमिक क्लोराइड के समान ही बनाये जाते हैं।

क्रोमिक आयोडाइड, $\text{CrI}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, अस्थायी पदार्थ है।

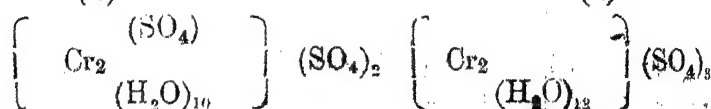
क्रोमिक सल्फेट, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ —निर्जल लवण के मणिभों का रंग नील-लाल होता है। सजल लवण क्रोमिक क्लोराइड के समान बैजनी और हरे प्रकार का होता है। हरा सल्फेट पूरी तरह आयनीकृत नहीं होता। यह कहा जा चुका है कि -2° पर क्रोमिक ऐसिड को गन्धक द्विऑक्साइड से संतृप्त करने पर जो क्रोमिक सल्फेट बनता है, वह बेरियम क्लोराइड के साथ विलकुल भी बेरियम सल्फेट अवक्षेप नहीं देता। दूसरे हरे क्रोमिक सल्फेट में से दो तिहाई सल्फेट अवक्षिप्त किया जा सकता है।

इन हाइड्रेटों की रचना अतः निम्न प्रकार की मानी जा सकती है—



यह बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप नहीं देता
(१)

बेरियम क्लोराइड से एक-तिहाई सल्फेट अवक्षिप्त होता है।
(२)



दो-तिहाई सल्फेट बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप देता है।
(३)

पूरा सल्फेट बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप देता है।
(४)

क्रोमिक सल्फेट के मणिभों में १८ अणु पानी के नीचे होते हैं— $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ । इन बैजनी मणिभों को यदि 80° पर गरम किया जाय तो १२ अणु पानी तो निकल जाता है, और $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ के हरे मणिभ रह जाते हैं। इसके विलयन में बेरियम क्लोराइड या कास्टिक सोडा डालने पर कोई अवक्षेप नहीं आता। इसकी रचना (१) है जैसा ऊपर चित्रित किया गया है।

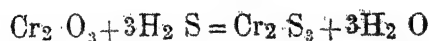
जैसा कहा जा चुका है, गन्धक द्विऑक्साइड और क्रोमिक ऐसिड के योग से -8° पर कौलसन (Colson) ने जो क्रोमिक सल्फेट बनाया वह भी तुरत का बना होने पर बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप नहीं देता है।

यह भी रचना में (१) है। इसका हरा विलयन कुछ समय रख छोड़ने पर सूत्र (२), (३) और अन्त में बैजनी रंग का सूत्र (४) हो जाता है। क्रमशः अब एक-तिहाई, दो-तिहाई और पूरा सल्फेट बेरियम क्लोराइड से अवक्षेप देने लगता है।

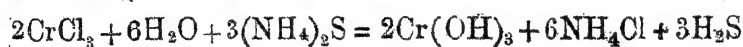
क्रोमियम नाइट्रेट, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ —क्रोमिक हाइड्रोक्साइड को नाइट्रिक एसिड में घोलने पर यह बनता है।

क्रोमिक फॉस्फेट, CrPO_4 —यह क्रोमिक लवण में सोडियम हाइड्रोजन फॉस्फेट का विलयन मिलाने पर बनता है। यह अमण्ण बैजनी रंग का अवक्षेप है जो विलयन के संसर्ग में कुछ दिनों में बैजनी मण्ण पट्ट हाइड्रेट, $\text{CrPO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ देता है। पानी के साथ आधे घंटे उबाले जाने पर यह हरा चतुःहाइड्रेट, $\text{CrPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, देता है। यह भी मण्णभीय है। गरम किये जाने पर ये सब हाइड्रेट काला चूर्ण CrPO_4 का देते हैं।

क्रोमिक सल्फाइड, Cr_2S_3 —रक्तत क्रोमियम सेल्फाईड पर हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर यह बनता है—

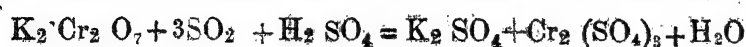


गन्धक और क्रोमियम धातु को साथ साथ गरम करने पर भी बनता है। क्रोमिक लवणों के अमोनियत विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस प्रवाहित करने पर (अथवा अमोनियम सल्फाइड डालने पर) क्रोमियम सल्फाइड नहीं बनता, क्योंकि यह पूर्णतः उद्विग्न हो जाता है, और क्रोमिक हाइड्रोक्साइड ही मिलता है—



क्रोमिक सायनाइड, $\text{Cr}(\text{CN})_3$ —यह हरा-नीला चूर्ण है। फेरिसायनाइड के समान यह भी कई संकीर्ण क्रोमिसायनाइड, जैसे $\text{K}_3\text{Cr}(\text{CN})_6$, देता है।

क्रोम फिटकरी, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ —पोटैशियम द्विक्रोमेट (४० ग्राम/१२० ग्राम पानी में) और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड (१० ग्राम) के विलयन को गन्धक द्विऑक्साइड से संतृप्त अथवा ऑक्जेलिक एसिड से अपचित किया जाय तो पोटैशियम सल्फेट और क्रोमिक सल्फेट दोनों तुल्य मात्रा में बनते हैं। विलयन का मण्णभीकरण करने पर क्रोम फिटकरी के मण्ण मिलते हैं—



क्रोम फिटकरी के मणिभ अष्ट-फलकीय और बैजनी रंग के होते हैं। १०० ग्राम पानी में 25° पर ये $24\frac{1}{2}$ ग्राम विलेय हैं। इनका विलयन बैजनी रंग का होता है। पर यह विलयन 60° तक गरम किये जाने पर हरा पड़ जाता है। हरे विलयन में से फिटकरी के मणिभ प्राप्त करना कठिन है।

क्रोम फिटकरी का उपयोग रंग के व्यवसाय में और चमड़ों के कारखानों में होता है।

सोडियम क्रोम फिटकरी, $\text{Na}_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$ और
अमोनियम क्रोम फिटकरी, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2 \text{O}$
भी ज्ञात हैं।

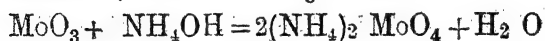
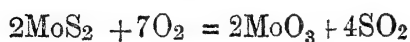
मॉलिबडीनम, Mo

[Molybdenum]

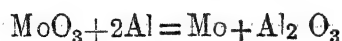
लेटिन और ग्रीक साहित्य में मॉलिबडीनम शब्द से अभिप्राय किसी भी उस काले खनिज से है जिससे कागज पर लिखा जा सके। गेलीना, स्टिव-नाइट, पायरोलुसाइट, ग्रेफाइट आदि सभी पदार्थ इस दृष्टि से मॉलिबडीनम कहे जाते थे। बहुत दिनों तक लोग ग्रेफाइट और मॉलिबडीनम सलफाइड में अन्तर न समझ पाये क्योंकि दोनों के भौतिक गुण बहुत समान हैं। सन् १७७८-७९ में शॉले (Scheele) ने यह दिखाया कि यदि मॉलिबडीनाइट (molybdenite) को सान्द्र नाइट्रिक एसिड के साथ गरम किया जाय तो सल्फ्यूरिक एसिड और एक सफेद पार्थिव पदार्थ बनता है। इस सफेद पदार्थ में भी आम्ल-गुण हैं। इस पार्थिव पदार्थ का नाम उसने "एसिडम मॉलिबडेनाइ" रखा, और मॉलिबडेनाइट खनिज को उसने मॉलिबडीनम सलफाइड समझा। सन् १७८२ में हेल्म (Hjelum) ने मॉलिबडीनम धातु तैयार की। सन् १७९७ में क्लेपराथ (Klaproth) ने मॉलिबडिक और टंगस्टिक एसिडों का अन्तर बताया। बाद को बर्ज़ीलियस ने मॉलिबडीनम के अनेक यौगिकों की विवेचना की।

अयस्क और खनिज—इसका मुख्य खनिज मॉलिबडेनाइट (Molybdenite), MoS_2 , है जिसमें ६० प्रतिशत मॉलिबडीनम है। वुल्फेनाइट (Wulfenite), PbMoO_4 ; मॉलिबडिक ओकर (Molybdic ochre) या मॉलिबडाइट (Molybdite), $\text{Fe}_2 \text{O}_3 \cdot 3\text{MoO}_3 \cdot 8\text{H}_2 \text{O}$, और पेटेराइट, CoMoO_4 , इसके अन्य अयस्क हैं।

मॉलिब्डेनाइट से धातु-प्राप्ति—(१) अयस्क, MoS_2 , का जारण किया जाता है जिससे गन्धक द्विऑक्साइड बन कर उड़ जाता है। ऑक्साइड, MoO_3 , बच रहता है जिसे हलके अमोनिया विलयन के साथ खल-भलाते हैं। ऑक्साइड इसमें घुल कर अमोनियम मॉलिब्डेट बन जाता है—

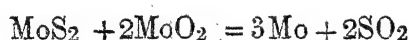


अमोनियम मॉलिब्डेट को विलयन में से मणिभोक्त कर लेते हैं। शुद्ध मणिभों को तपाने पर फिर शुद्ध मॉलिबडीनम त्रिऑक्साइड मिल जाता है। इसे ऐल्यूमीनियम चूर्ण के साथ (गोल्डरिभट की तापन विधि से) गरम करने पर मॉलिबडीनम धातु उसी प्रकार बनती है जैसे क्रोमियम—



इस प्रकार प्राप्त धातु ९८-९९ प्रतिशत शुद्ध होती है।

(२) मॉलिब्डेनाइट और मॉलिबडेनम द्विऑक्साइड को विजली की भट्टी में साथ साथ गरम करके भी धातु तैयार की जा सकती है—



धातु के गुण—मॉलिबडीनम धातु बहुधा धूसर रंग के चूर्ण रूप में ही पायी जाती है, पर इसकी ठोस ईंटें भी बनायी जा सकती हैं। शुद्ध मॉलिबडीनम संभवतः चाँदी के समान श्वेत होता है, और यह घनवर्धनीय भी है, पर अपद्रव्यों (impurities) की उपस्थिति में यह बहुधा भंगुर ही मिलता है। मॉलिबडीनम के तार बहुत वर्षों तक नहीं खोचे जा सके, पर अब तो महीन तार बनाये जा सकते हैं। इसका द्रवणांक 2620° बताया जाता है, जो आसमियम और टंगस्टन को छोड़ कर शेष सब धातुओं के द्रवणांक से ऊँचा है।

मॉलिबडीनम हवा द्वारा धीरे धीरे कुछ उपचित होता है। रक्तक्षुब्ध करने पर यह त्रिऑक्साइड में परिणत हो जाता है और 600° पर वेग-पूर्वक जलता है। मॉलिबडीनम फ्लोरीन से साधारण-तापक्रम पर ही संयुक्त हो जाता है। गरम होकर मध्यम लाल पड़ने पर क्लोरीन से संयुक्त होता है, चटक लाल होने पर ब्रोमीन से भी संयुक्त हो जाता है, मर 700° तक भी आयोडीन का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता।

इस धातु पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड, या हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड का

असर नहीं होता, पर सान्द्र गरम सल्फ्यूरिक एसिड का असर पड़ता है, और नाइट्रिक एसिड में तो यह आसानी से घुलता है। चारों के साथ गलाने पर इसमें बहुत कम परिवर्तन होता है, पर उपचायक लवणों के साथ, जैसे पोटैसियम नाइट्रेट, क्लोरेट या सोडियम परोक्साइड, गलाने पर यह मॉलिब्डेट देता है।

मॉलिबडीनम धातु गन्धक, नाइट्रोजन, फॉस्फोरस, बोरन, कार्बन और सिलिकन के साथ सीधे ही संयुक्त हो जाती है।

यौगिक—मॉलिबडीनम की यौगिकों में संयोज्यता २, ३, ४, ५ और ६ है। इनमें से पहली चार संयोज्यता वाले यौगिक उल्लेखनीय नहीं हैं, और अस्थायी हैं; ६ संयोज्यता के यौगिक, MoO_3 के, स्थायी और महत्वपूर्ण हैं।

संयोज्यता	ऑक्साइड	हाइड्रोक्साइड	प्रकृति	विशेष लवण	रंग
२	MoO	—	भास्मिक	MoO_2 ; Mo_2O_3 H_2O	पीला-भूरा
३	Mo_2O_3	$\text{Mo}(\text{OH})_3$	भास्मिक	Mo_2O_3	लाल-बैजनी
४	MoO_2	$\text{Mo}(\text{OH})_4$ या $\text{MoO}(\text{OH})_2$	भास्मिक	Mo_2O_4 ; MoS_2	भूरा-बूरा
५	Mo_2O_5	$\text{MoO}(\text{OH})_3$	भास्मिक	Mo_2O_5 ; MoOCl_3 , Mo_2S_5 ; $\text{Mo}_2\text{O}_5(\text{SO}_4)_2$	हरे से काले तक
६	MoO_3	$\text{MoO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	भास्मिक अम्ल	Mo_2O_6 ; MoO_2 R_2MoO_4 ; H_2O मॉलिब्डेट $\text{R}_2\text{MoO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ द्विमॉलिब्डेट य. R_2O र. MoO_3 H_2O बहुमॉलिब्डेट	श्वेत-नीला

ऑक्साइड—मॉलिबडीनम क्लोराइड, MoO_3Cl_3 , के विलयन को कास्टिक सोडा के साथ गरम करने पर मॉलिबडीनम एक्वाऑक्साइड, MoO , बनता है। यह काला अमणिम अवक्षेप है जो हवा में उपचित होकर नीला पड़ जाता है।

मॉलिबडीनम के उच्चतर ऑक्साइडों को सोडियम संरस या जस्ते के साथ अपचित करने पर मॉलिबडीनम सेस्क्विऑक्साइड, Mo_2O_3 , बनता है। यह काला अमणिम पदार्थ है और अम्लों में नहीं घुलता। मॉलिबडीनम त्रिक्लोराइड और क्षारीय विलयन के योग से त्रिहाइड्रॉक्साइड (भूरे या काले रंग का), $\text{Mo}(\text{OH})_3$, मिलता है।

सेस्क्विऑक्साइड के हलके उपचयन से अथवा मॉलिबडीनम धातु को हवा या भाप में गरम करने से द्विऑक्साइड, MoO_2 , मिलता है जो बहुधा भूरे रंग का होता है। यह क्षार और अम्लों में अविलेय है।

मॉलिबडेनिल ऑक्जलेट, $\text{MoO}(\text{C}_2\text{O}_4) \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, को नाइट्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर पंचौक्साइड, Mo_2O_5 , मिलता है। यह स्थायी है, अमोनिया विलयन में नहीं घुलता, और अम्लों में भी कठिनता से घुलता है। यह गहरे बैजनी रंग का होता है।

मॉलिबडीनम सल्फाइड का हवा में जारण करने पर त्रिऑक्साइड, MoO_3 , मिलता है। यह बहुत स्थायी, और सबसे अधिक महत्व का है। यह ठंडे पानी में कुछ विलेय है, और आम्ल विलयन देता है। नाइट्रिक ऐसिड से यह मॉलिबडिक ऐसिड, H_2MoO_4 , देता है। त्रिऑक्साइड क्षारों में घुल कर मॉलिबडेट देता है।

अमोनियम मॉलिबडेट—मोलिबडीनम द्विऑक्साइड, MoO_2 , को अमोनिया में घोल कर अमोनियम मॉलिबडेट बनाते हैं। यह पैरा-मॉलिबडेट है। इसका सूत्र $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_2\text{O}_{27} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ है। अन्य रचना के मॉलिबडेट भी पाये जाते हैं। अमोनियम मॉलिबडेट का उपयोग प्रयोग रसायन में फॉस्फेट या आर्सेनेट के परीक्षण में किया जाता है। ये लवण नाइट्रिक ऐसिड और अमोनियम मॉलिबडेट के साथ पीला अवक्षेप देते हैं जो अमोनियम फॉस्फो- (या आर्सेनो-) मॉलिबडेट, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3$, का है।

फॉस्फो-मॉलिबडिक ऐसिड— $\text{H}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3$ —यह अमोनियम

फॉस्फोमॉलिब्डेट और अम्लराज के योग से बनता है। यह पानी में विलेय है। ऐलकेलायडों के परीक्षण में, और अमोनियम, पोटैसियम, रुबीडियम, सीज़ियम, थैलियम, आदि के अवक्षेपण में काम आता है (सोडियम, और लीथियम अवक्षेप नहीं देते)।

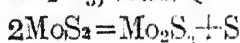
मॉलिबडीनम क्लोराइड—मॉलिबडीनम द्विक्लोराइड, MoCl_2 , तो नहीं पाया जाता पर मॉलिबडीनम धातु को कार्बोनिल क्लोराइड के प्रवाह में 610° पर गरम करने पर Mo_3Cl_6 बनता है जो एलकोहल के साथ स्थायी पीला चूर्ण, $\text{Mo}_3\text{Cl}_6 \cdot \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ का देता है।

मॉलिबडीनम धातु को क्लोरीन के प्रवाह में हलके हलके गरम करने पर मॉलिबडीनम पंचक्लोराइड, MoCl_5 , बनता है। यह काला जलग्राही मणिभीय पदार्थ है (द्रवणांक 184° , क्वथनांक 265°)। इस पंचक्लोराइड पर 250° पर हाइड्रोजन प्रवाहित करने पर त्रिक्लोराइड, MoCl_3 , बनता है जो स्थायी अमणिभ लाल-भूरा पदार्थ है। उबलते पानी द्वारा इसका उदविच्छेदन हो जाता है।

मॉलिबडीनम ऑक्साइड और कार्बन के मिश्रण पर क्लोरीन प्रवाहित करके चतुः क्लोराइड, MoCl_4 , बनाया जाता है। यह स्थायी है। $2\text{MoCl}_4 \rightarrow \text{MoCl}_3 + \text{MoCl}_5$

क्लोराइड के समान ही ब्रोमाइड और आयोडाइड भी कुछ पाये जाते हैं।

मॉलिबडीनम सल्फाइड—प्रकृति में जो मॉलिबडेनाइट पाया जाता है वह द्विसल्फाइड, MoS_2 , है। यह त्रिऑक्साइड को गन्धक के साथ गरम करके भी बन सकता है। इसे विजली की भट्टी में गरम करने पर सेस्क्वि-सल्फाइड, Mo_2S_3 , मिलता है—



यदि अमोनियम मॉलिब्डेट को हलके सल्फ्यूरिक एसिड में घोला जाय और फिर जस्ते से अपचयन करके हाइड्रोजन सल्फाइड से संतृप्त किया जाय तो पंचसल्फाइड, Mo_5S_8 , का अवक्षेप मिलेगा।

पोटैसियम या सोडियम मॉलिब्डेट के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर गहरा लाल अवक्षेप त्रिसल्फाइड, MoS_3 , का आता है; यह पोटैसियम सल्फाइड में विलेय है।

धातु का उपयोग—प्रतिवर्ष २५०,००० टन मॉलिबडीनम-इस्पात बनाया जाता है। इस धातु का द्रवणांक बहुत ऊँचा है अतः बिजली के बल्ब के तार बनाने में काम आता है, और बिजली की भट्टी के तार भी इसके बनते हैं। कठोर होने के कारण अनेक औज़ार इससे बनाये जाते हैं। स्टेलाइट मिश्रधातु में जिसके लोड बनते हैं, २० प्रतिशत मॉलिबडीनम, ६० प्रतिशत कोबल्ट, १० प्रतिशत क्रोमियम और शेष अन्य धातुयें होती हैं।

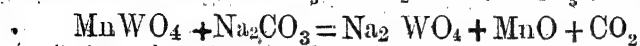
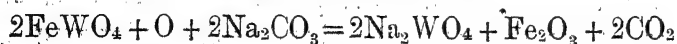
टंगस्टन या वुल्फ्राम, W

[Tungsten or Wolfram]

टंगस्टन शब्द का अर्थ भारी पत्थर है क्योंकि टंगस्टन के खनिजों का घनत्व काफी अधिक होता है। सन् १७८१ में शीले (Scheele) ने यह दिखाया कि “टंगस्टाइन” नामक खनिज में (जिसे आजकल शीलाइट (Scheelite) कहते हैं) कैल्सियम और एक नया अम्ल होता है। इस अम्ल का नाम उसने टंगस्टिक एसिड दिया। उसने यह भी दिखाया कि “टेन-स्पैट” नामक खनिज में (जिसे आजकल वुल्फ्रेमाइट, Wolframite कहते हैं) लोहे और मैंगनीज़ का टंगस्टेट है। सन् १७८३-८६ में स्पेन के दो रसायनज्ञ भाइयों, डि' एलहुजार (d' Elhujar) ने वुल्फ्रेमाइट अयस्क का अध्ययन किया और उन्होंने सबसे पहले टंगस्टन धातु तैयार की, उन्होंने टंगस्टन के ऑक्साइड का कार्बन के साथ अपचयन किया था। इन भाइयों ने टंगस्टन की अनेक मिश्रधातुयें भी तैयार कीं। मिश्रधातु के महत्त्व के कारण टंगस्टन की व्यापारिक जगत् में बड़ी प्रतिष्ठा है।

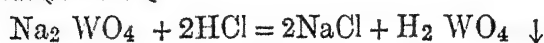
अयस्क—इसके अयस्क बहुधा वंग धातु के साथ पाये जाते हैं। शीलाइट, कैल्सियम टंगस्टेट, CaWO_4 , है जिसमें ८०.६ प्रतिशत WO_3 होता है। वुल्फ्रेमाइट, $(\text{Fe. Mn})\text{WO}_3$, में लोहे और मैंगनीज़ का टंगस्टेट है। चीन, बर्मा, जापान, बोलीविया, संयुक्त राज्य अमरीका में यह बहुत पाया जाता है। बर्मा की वंग (टिन) खानों में टंगस्टन काफी पाया जाता है।

धातुकर्म—वुल्फ्रेमाइट को सोडियम कार्बोनेट के साथ हवा की विद्यमानता में गलाते हैं (क्षेपक भट्टी में 1000° पर) —

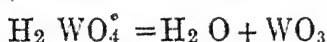


गले भाग को अलग करके पानी के संसर्ग में लाते हैं। सोडियम टंग्सटेट पानी में घुल जाता है। इसके मणिभ बना लिये जाते हैं।

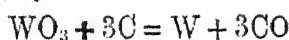
सोडियम टंग्सटेट के विलयन में यदि अम्ल डाला जाय तो टंगस्टिक ऐसिड का अवक्षेप आता है।



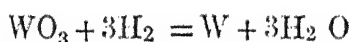
टंगस्टिक ऐसिड को शुद्ध बनाने के लिये इसे कई बार अमोनिया में घोलते और फिर नाइट्रिक ऐसिड से अवक्षिप्त करते हैं। जब शुद्ध हो जाता है तो इसे 1000° पर सिलिका के बर्तन में तपाते हैं। इस प्रकार पीत हरे रंग का त्रिऑक्साइड, WO_3 , मिल जाता है—



टंगस्टन त्रिऑक्साइड को कार्बन के साथ 1800° पर गरम करने से टंगस्टन धातु मिलती है—



ऑक्साइड का अपचयन हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करके भी कर सकते हैं—



त्रिऑक्साइड को $1200-1800^\circ$ पर बोरिक ऐसिड में घोल कर यदि विद्युत् विच्छेदन करें, तब भी सुन्दर शुद्ध टंगस्टन धातु मिलती है, जिसके तार महीन खींचे जा सकते हैं।

गुण—टंगस्टन के भौतिक गुण धातु की शुद्धता पर निर्भर हैं। यह धातु 3370° के निकट पिघलती है। धातु का चूर्ण कठोर मणिभीय होता है, पर पत्र रूप में यह मृदु और तन्य होती है। साधारण तापक्रम पर टंगस्टन पर पानी और हवा का प्रभाव नहीं पड़ता, पर ऊँचे तापक्रम पर यह शीघ्र उपचित हो जाता है। पिघले गन्धक और फॉसफोरस का इस पर प्रभाव नहीं पड़ता, पर इन दोनों की वाष्पों के साथ शीघ्र प्रतिक्रिया होती है। क्षारों का तो टंगस्टन पर प्रभाव नहीं पड़ता, पर नाइट्रेट, क्लोरेट, परीक्साइड आदि उपचायकों के साथ और पोटैसियम ऐसिड सल्फेट के साथ टंग्सटेट बनता है। गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिडों का ही इस पर असर होता है। नाइट्रिक और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड अलग अलग तो प्रभाव नहीं डालते पर दोनों का मिश्रण टंगस्टन का अच्छा विलायक है।

यौगिक—टंगस्टन भी मॉलिबडीनम के समान कई संयोज्यतायें—२, ३, ४, ५, ६ व्यक्त करता है। इनमें से ६ संयोज्यता वाला ऑक्साइड WO_3 अधिक उल्लेखनीय है क्योंकि यह चार ऑक्साइड के एक अणु से १, २, ३, ४, ५, ६ और ८ अणु तक संयुक्त होकर संकीर्ण बहु-टंगस्टेट बनाता है। टंगस्टन के यौगिकों का उल्लेख नीचे की सारणी में किया जाता है—

संयोज्यता	ऑक्साइड	प्रकृति	लवण	रंग	विशेष
२	—	भास्मिक	WCl_2	धूसर	हवा में उपचित होता है।
३	—	भास्मिक	$K_3W_2Cl_9$ ($3KCl.2WCl_3$)	पीले से हरा तक	केवल द्विगुण लवण
४	WO_2	भास्मिक	WCl_4 , WS_2 , $W(CN)_4 \cdot 4KCN$	धूसर	जलग्राही; कम उदविच्छेदित होते हैं।
५	$W(OH)_5$	भास्मिक	WCl_5 , $WOCl_3$, $W(CN)_5 \cdot 3KCN$	हरा-काला	बहुत जलग्राही; उदविच्छेदित होते हैं।
६	WO_3	भास्मिक	WCl_6 , $WOCl_4$, WS_3	लाल	हवा में स्थायी, उबलते पानी से विभक्त
		आम्ल	H_2WO_4 सामान्य $H_2W_4O_{13}$ मेटा $H_{10}W_{12}O_{41}$ पैरा य. H_2O र WO_3 बहुटंगस्टेट	पीला पीला —	द्वार लवण विलेय " " " "

ऑक्साइड—टंगस्टन के मुख्य ऑक्साइड WO_2 और WO_3 हैं। इनमें से त्रिऑक्साइड प्रकृति में पाया जाता है। यह टंगस्टिक ऐसिड, धातु टंगस्टन, या WO_2 या सल्फाइड को हवा में गरम करके बनाया जा सकता है। यह अमणिभ चूर्ण है। पानी में अविलेय है। पर इसका हाइड्रेट विलेय है।

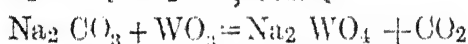
हाइड्रोजन के प्रवाह में त्रिऑक्साइड को रक्ततप्त करने पर द्विऑक्साइड, WO_2 , मिलता है। यह लाल या भूरे रंग का है। इसका चूर्ण आग में जलता है। यह मणिभ और अमणिभ दो प्रकार का होता है। मणिभ रूपांतर हवा में स्थायी और हाइड्रोक्लोरिक एसिड में अविलेय है। अमणिभ रूपांतर अस्थायी और एसिड में विलेय है। यह ऑक्साइड अपचायक है।

टंगस्टिक एसिड, $H_2 WO_4$ —जब सोडियम टंगस्टेट के विलयन में गरम हाइड्रोक्लोरिक एसिड डाला जाता है तो पीला अवक्षेप टंगस्टिक एसिड का आता है।



ठंडे विलयन में अवक्षेप हलका और सफेद आता है। यह हाइड्रेट $H_2 WO_4 \cdot H_2 O$ का है।

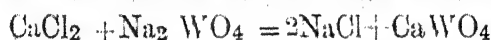
टंगस्टिक एसिड के लवण टंगस्टेट कहलाते हैं। १ अणु सोडियम कार्बोनेट को १ अणु टंगस्टन त्रिऑक्साइड के साथ गलाने पर सोडियम टंगस्टेट, $Na_2 WO_4 \cdot 2H_2 O$, बनता है—



यह मणिभीय सफेद विलेय पदार्थ है।

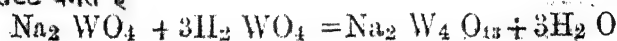
टंगस्टिक एसिड को अमोनिया में घोलने पर अमोनियम टंगस्टेट, $(NH_4)_2 WO_4$, और अमोनियम पैराटंगस्टेट, $(NH_4)_{10} W_{12} O_{41}$, बनते हैं।

कैल्सियम लवण और सोडियम टंगस्टेट के योग से कैल्सियम टंगस्टेट का अमणिभ अवक्षेप आता है। इसे सोडियम क्लोराइड के साथ गलाने पर मणिभ रूपान्तर (शीलाइट के समान) मिलता है। यह कैल्सियम क्लोराइड और सोडियम टंगस्टेट को साथ साथ गलाने पर भी बनता है—

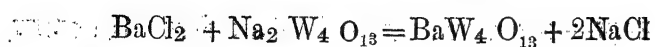


कैल्सियम टंगस्टेट का उपयोग एकत्र रश्मि के प्रदर्शन वाले फ्लोरोसेण्ट परदों में होता है। बेरियम टंगस्टेट, $BaWO_4$, कपड़ों की छपाई में काम आता है।

मेटाटंगस्टेट—साधारण टंगस्टेटों को टंगस्टिक एसिड के साथ उबालने पर मेटाटंगस्टेट बनते हैं—



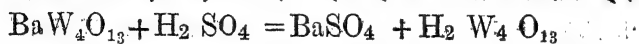
सोडियम मेटाटंगस्टेट, $Na_2 W_4 O_{13} \cdot 10H_2 O$, पानी में विलेय है। इसके गरम विलयन में बेरियम क्लोराइड का विलयन छोड़ने पर बेरियम टंगस्टेट बनता है जो विलयन के ठंडे पड़ने पर पृथक् होता है—



बेरियम मेटाटंग्सटेट, और अन्य धातुओं के सल्फेटों की विनिमय प्रतिक्रिया से अन्य मेटाटंग्सटेट बहुधा बनाये जाते हैं।

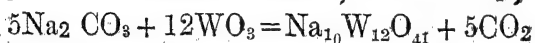


ये मेटाटंग्सटेट पानी में बहुधा विलेय हैं। बेरियम मेटाटंग्सटेट और हलके सल्फ्यूरिक एसिड के योग से मेटा टंग्सटिक एसिड, $\text{H}_2 \text{W}_4 \text{O}_{13} \cdot 7\text{H}_2 \text{O}$ मिलता है। इसके पीले छोटे छोटे मणिभ होते हैं जो पानी में विलेय हैं।



इस प्रकार बने मेटाटंग्सटिक एसिड के विलयन में संभवतः पैराटंग्सटिक एसिड भी होता है।

कार्बिक सोडा या सोडियम कार्बोनेट के विलयन को टंग्सटन त्रिऑक्साइड द्वारा संतृप्त करने पर सोडियम पैराटंग्सटेट, $\text{Na}_{10} \text{W}_{12} \text{O}_{41}$, बनता है—



अमोनिया और टंग्सटन त्रिऑक्साइड के योग से अमोनियम पैराटंग्सटेट, $(\text{NH}_4)_{10} \text{W}_{12} \text{O}_{41} \cdot 11\text{H}_2 \text{O}$, बनता है जो मणिभोय विलेय पदार्थ है।

टंग्सटन फ्लोराइड, WF_6 —प्लैटिनम के भभके में टंग्सटन क्लोराइड WCl_4 , और हाइड्रोक्लोरिक एसिड या आर्सेनिक फ्लोराइड, AsF_3 , के योग से बह बनता है। यह द्रव है। इसका रंग हलका पीला है। क्वथनांक 86.5° और हिमांक 2.5° है।

टंग्सटन क्लोराइड, WCl_6 —शुद्ध शुष्क क्लोरीन में टंग्सटन धातु को मलाने पर टंग्सटन षट्क्लोराइड बनता है। यदि क्लोरीन में आर्द्रता हो या ऑक्सीजन हो तो लाल ऑक्सिक्लोराइड, WOCl_4 , बनता है। षट्क्लोराइड के मणिभ गहरे बैजनी रंग के होते हैं। ये हवा और पानी में स्थायी हैं।

हाइड्रोजन के प्रवाह में षट्क्लोराइड को गरम करने पर धूसर रंग का द्विक्लोराइड, WCl_2 , भी बनता है। यदि अपचयन धीमे धीमे किया जाय तो पंचक्लोराइड, WCl_5 , और चतुक्लोराइड, WCl_4 , भी बनते हैं। चतुक्लोराइड भूरे रंग का मणिभ जलग्राही चूर्ण है। पंचक्लोराइड के मणिभ काले या गहरे हरे रंग के होते हैं। ये वाष्पशील और अधिक जलग्राही हैं।

टंग्सटन के कई ब्रोमाइड, WBr_2 , WBr_3 , और WBr_5 , अम्ल-ब्रोमाइड, WOBr_4 और $\text{WO}_2 \cdot \text{Br}_2$, और आयोडाइड, WI_2 , और WI_4 , बनते हैं।

सलफाइड—गरम टंगस्टन गन्धक से संयुक्त होकर द्विसलफाइड, WS_2 , देता है। तप्त धातु पर या घटकजोराइड, WCl_6 , पर हाइड्रोजन सलफाइड के प्रवाह से भी यह बनता है। यह गहरे धूसर रंग का मृदु चूर्ण है। पानी में अविलेय है।

द्विसलफाइड को गन्धक वाष्प में गरम करने पर त्रिसलफाइड, WS_3 , बनता है जो चोकलेटी रंग का भूरा पदार्थ है। यह क्षारों में विलेय है। सोडियम टंगस्टेट के विलयन को हाइड्रोजन सलफाइड से संतृप्त करने के बाद अम्ल से प्रभावित करने पर भी टंगस्टन त्रिसलफाइड बनता है।

नाइट्राइड और फॉस्फाइड—टंगस्टन धातु को अमोनिया के प्रवाह में गरम करने पर टंगस्टन नाइट्राइड, WN_2 या W_2N_3 , बनता है। गरम टंगस्टन चूर्ण पर फॉस्फोरस की वाष्पें प्रवाहित करने पर हरे रंग का फॉस्फाइड बनता है।

टंगस्टन का उपयोग—टंगस्टन के बने तन्तुओं का उपयोग बिजली की लैम्पों में होता है। टंगस्टन पत्रों का उपयोग बेतार के तार के एम्प्लीफायर (प्रवर्धक) बनाने में होता है।

बल्बों में वेल्सबाक (Welsbach) ने १८६८ ऑक्सिमियम तारों का उपयोग किया पर ये तार बड़े महँगे पड़ते थे। १९०३ में सीमन्स-हॉल्स्क (Siemens Halske) ने टैंटलम के तन्तुओं का उपयोग किया। पर बाद को बल्बों में मकड़ी के जाले के समान बुने हुये टंगस्टन तारों का उपयोग होने लगा।

टंगस्टन का उपयोग अनेक मिश्रधातुओं में भी होता है। इनमें से फेरोटंगस्टन और टंगस्टन-इस्पात बहुत महत्व के हैं।

यूरेनियम, U

[Uranium].

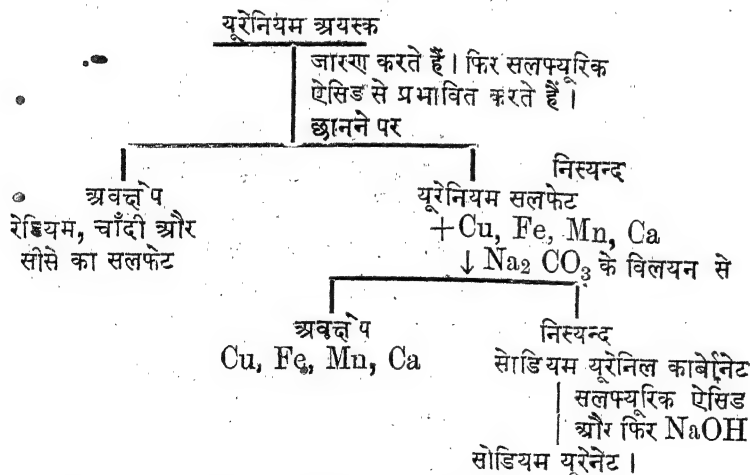
पिचब्लैंड नामक खनिज बहुत दिनों से परिचित रहा है, पर इसके संगठन के संबंध में रसायनज्ञों में मतभेद रहा। सन् १७८६ में क्लैप्रॉथ (Klaproth) ने यह बताया कि यह खनिज एक “अर्ध-धात्विक पदार्थ” है, जो लोहे, जस्ते और टंगस्टन से भिन्न है। उसने पिचब्लैंड खनिज को नाइट्रिक एसिड में घोला। फिर विलयन में कार्बिक पोटाश आधिक्य में डाला। इस प्रकार एक पीला अवक्षेप आया जो पोटाश के आधिक्य में

विलेय है। इस पीले अवक्षेप के अपचयन करने पर जो पदार्थ मिला उसको क्लैपरॉथ ने एक तत्त्व समझा। इसका नाम उसने यूरेनियम दिया। यह नाम सन् १७८१ में हर्शेल द्वारा आविष्कृत यूरेनस ग्रह के नाम पर दिया गया था।

यूरेनियम के यौगिक रेडियम-धर्मा (radioactive) होते हैं, इस बात की खोज सन् १८९६ में हेनरी बेकरेल (Becquerel) ने की। बाद को रेडियम-धर्मता अन्य तत्त्वों में भी पायी गयी। यूरेनियम के समस्थानिकों का महत्त्व आजकल के युग में अधिक है जब से “परमाणुबम” का आविष्कार हुआ है।

क्लैपरॉथ ने जिस पदार्थ को यूरेनियम तत्त्व समझा था वह वास्तव में यूरेनियम का निम्न ऑक्साइड था। शुद्ध तत्त्व तो पेलिगोट (Peligot) ने १८४१ में प्राप्त किया।

अयस्क—यूरेनियम अनेक दुष्प्राप्य अयस्कों में पाया जाता है। इसके मुख्य अयस्क पिचब्लैंड, U_3O_8 , और कार्नोट्टाइट (Carnotite) हैं। कार्नोट्टाइट का उल्लेख रेडियम के साथ किया जा चुका है। पिचब्लैंड को यूरेनिल यूरेनेट, $UO_2 \cdot 2UO_3$, समझा जा सकता है। अयस्क में रेडियम, चाँदी, सीसा, ताँबा, लोहा आदि अपद्रव्य होते हैं—

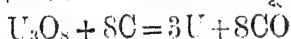


इस प्रकार प्राप्त शुद्ध “सोडियम यूरेनेट” $Na_2 U_2 O_7 \cdot 6H_2 O$ बाज़ार में बिकता है।

इसके विलयन में अमोनियम कार्बोनेट और अमोनियम हाइड्रोक्साइड
२० शा० ११७

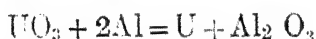
मिलाने पर अमोनियम यूरेनेट बनता है। अमोनियम यूरेनेट के मणिभों को तपाने पर यूरेनियम ऑक्साइड, U_3O_8 , मिलता है।

धातु प्राप्ति—(१) बिजली की भट्टी में यूरेनियम ऑक्साइड, U_3O_8 , को कोयले के साथ अपचित करने पर यूरेनियम धातु मिलती है—



इस धातु में थोड़ा सा कार्बन मिल जाता है। इसे अलग करने के लिये प्राप्त धातु को थोड़े से U_3O_8 के साथ टाइटेनियम की विद्यमानता में गरम करते हैं। टाइटेनियम की विद्यमानता में यूरेनियम नाइट्रोजन के साथ संयुक्त होने से बचा रहता है।

(२) यूरेनियम के ऑक्साइड, UO_2 या UO_3 को ऐल्यूमीनियम के साथ तपाने पर भी धातु बनती है (गेल्डश्मिट की तापन विधि) —



(३) सोडियम यूरेनियम क्लोराइड के विद्युतविच्छेदन से (हाइड्रोजन के वातावरण में) भी यूरेनियम धातु मिलती है।

धातु के गुण—यूरेनियम धातुओं के गुणों में बड़ा मतभेद मिलता है क्योंकि ये गुण अपद्रव्यों पर बहुत निर्भर हैं। ड्रिग्स (Driggs) और लिंल्लिनडाल (Lilliendahl) का अतिशुद्ध यूरेनियम श्वेत (ताजे कूटे पृष्ठ पर) और इस्पात के समान रूप का है। हवा में खुले रख छोड़ने पर यह भूरा पड़ जाता है। इसका द्रवणांक 1680° है। गली हुई धातु का घनत्व 19.8 है। 0° पर आपेक्षिक ताप 0.0276 है। यह धातु थोड़ी सी अनुचुम्बकीय है।

धातु का मर्दन चूर्ण स्वतः हवा में जल उठता है। क्लोरीन में 140° पर और फ्लोरीन में साधारण तापक्रम पर ही जल उठता है। 1000° पर नाइट्रोजन में भी जलता है। ठंडे पानी को धीरे धीरे और उबलते पानी को यह शीघ्र विभक्त करता है। रक्ततप्त होने पर यह अमोनिया को विभक्त कर देता है—हाइड्रोजन मुक्त हो जाता है। हलके हाइड्रोक्लोरिक और हलके सल्फ्यूरिक एसिडों के साथ हाइड्रोजन गैस देता है—



सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर गन्धक द्विऑक्साइड निकलता है। यूरेनियम चूर्ण नाइट्रिक एसिड के योग से नाइट्रोजन के ऑक्साइड देता है।

यूरेनियम के ८ समस्थानिक पाये गये हैं—२३८, २३६, २४०, २३४, २३७, २३५, २३३ और २३६ । यूरेनियम लवणों के विलयनों में विशेष हरी आभा होती है । इसके रेडियोएक्टिव गुण तो प्रसिद्ध हैं ही ।

यौगिक—मॉलिबडीनम या टंगस्टन के समान यूरेनियम की भी यौगिकों में कई संयोज्यतायें—२, ३, ४, ५, ६ और ८—हैं । उन दोनों धातुओं की अपेक्षा यूरेनियम में भास्मिकता अधिक है—इसका त्रिऑक्साइड थोड़े से ही यूरेनेट बनता है । यूरेनस लवणों की संयोज्यता ४ है । ६ संयोज्यता का सीधा यौगिक के UF है, पर यूरेनेट और यूरेनिल लवणों में यह संयोज्यता अधिक व्यक्त होती है । यूरेनिल मूल, UO_2^{++} , द्विसंयोज्य है ।

नीचे के सारणी में यूरेनियम लवणों का सारांश दिया गया है—

संयोज्यता	ऑक्साइड	प्रकृति	लवण	रंग	विशेष
२	UO	भास्मिक	UF ₂ , US	—	एक-सलफाइड
३	U ₂ O ₃	„	UCl ₃ , U ₂ S ₃ , UH (SO ₄) ₂	लाल से भूरे तक	त्रिक्लोराइड
४	UO ₂	„	UCl ₄ , US ₂ , U(SO ₄) ₂	नीले से हरे तक	यूरेनस लवण
५	U ₂ O ₅	„	UCl ₅ , UBr ₅	लाल से भूरे तक	पंचक्लोराइड
६	UO ₃	थोड़ा सा भास्मिक	UF ₆	हलका पीला	षट् फ्लोराइड
		भास्मिक	UO ₂ (N ^o O) ₂ , UO ₂ SO ₄	पीली से हरी आभा तक	यूरेनिल लवण
		आम्ल	Na ₂ UO ₄ , Na ₂ U ₂ O ₇ , Na ₂ U ₃ O ₁₀ , Na ₂ U ₅ O ₁₆	लाल से हरा पीला सुनहरा नारंगी	यूरेनेट द्विरेनेट त्रियूरेनेट पंचयूरेनेट
८	UO ₄ (?)	आम्ल	(Na ₂ O ₂) ₂ · UO ₄ · 8H ₂ O	पीला	परयूरेनेट

ऑक्साइड—यूरेनियम का हरा ऑक्साइड, U₃O₈, है जो पिचब्लैंड में होता है । यह अमोनियम यूरेनेट या किसी भी यूरेनियम ऑक्साइड को

हवा में 700° तक गरम करने पर मिलता है। यह तप्त आँक्साइड एसिड में कठिनता से घुलता है।

ऊपर वाले हरे आँक्साइड, U_3O_8 , को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर द्विआँक्साइड, UO_2 , बनता है। यह भूरे या ताम्र वर्ण का है। हवा में जल कर यह U_3O_8 बन जाता है।

यूरेनिल अमोनियम कार्बोनेट या अमोनियम यूरेनेट को $250-300^{\circ}$ तक गरम करने पर यूरेनियम त्रिआँक्साइड, UO_3 , बनता है। यूरेनिल नाइट्रेट के गरम करने पर भी यह बनता है। इसका रंग नारंगी से लाल तक होता है। पानी के योग से यह शीघ्र यूरेनिक एसिड, H_2UO_4 , देता है जिसके लवण यूरेनेट, Na_2UO_4 , कहलाते हैं। यूरेनिल लवणों के विलयनों में क्षारों के विलयन मिलाने पर क्षार तत्त्वों के यूरेनेटों का अवक्षेप आता है—

$UO_2(NO_3)_2 + 4NaOH = Na_2UO_4 + 2NaNO_3 + 2H_2O$
यूरेनिल नाइट्रेट के विलयन में हाइड्रोजन परीक्साइड का हल्का विलयन छोड़ने पर परयूरेनिक एसिड, $UO_2 \cdot 2H_2O$, बनता है।

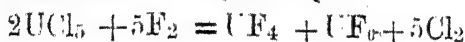
यूरेनस लवणों के विलयन में कार्बिक सोडा छोड़ने पर यूरेनस हाइड्रॉक्साइड, $U(OH)_4$, का हल्का लाल-भूरा अवक्षेप आता है—



यूरेनिल नाइट्रेट को यदि निरपेक्ष एल्कोहल में घोल कर धीरे धीरे खुलाया जाय तो यूरेनिक हाइड्रॉक्साइड, (द्विहाइड्रेट), $UO_2(OH)_2 \cdot H_2O$, बनता है।

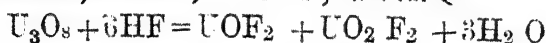
फ्लोराइड—फ्लोरीन के योग से यूरेनियम प्रातु मुख्यतः यूरेनस फ्लोराइड, UF_4 , देता है। यह यौगिक U_3O_8 पर हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के योग से भी बनता है। यह हरे रंग का अविलेय अमणिभ चूर्ण है।

यूरेनियम पट्फ्लोराइड, UF_6 , पट्संयोज्य यूरेनियम का अकेला ऐसा लवण है जिसमें ऑक्सीजन न हो। यूरेनियम पंचक्लोराइड पर -80° पर फ्लोरीन के योग से यह बनता है—



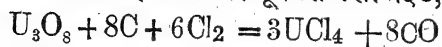
इसका क्वथनांक 56.2° है। इसके मणिभ हल्के पीले रंग के होते हैं। यह जलग्राही और पानी में विलेय है।

हरे आँक्साइड, U_3O_8 , पर हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के योग से यूरेनिल (या यूरेनस ऑक्सिड) फ्लोराइड, UO_2F_2 , भी बनता है—



इनमें यूरेनस ऑक्सिडफ्लोराइड, UO_2F_2 , पीले रंग का है, और UOF_2 की अपेक्षा अधिक विलेय है।

क्लोराइड—यूरेनियम धातु और क्लोरीन के योग से UCl_3 , UCl_4 , UCl_5 और $UO_2 Cl_2$ बनते हैं। हरे ऑक्साइड, U_3O_8 , और कार्बन के मिश्रण पर क्लोरीन प्रवाहित करने पर यूरेनस क्लोराइड, UCl_4 , बनता है—



इसके सुन्दर हरे अष्टफलकीय मणिभ होते हैं। पानी में यह अच्छी तरह विलेय है। यह प्रबल अपचायक है।

क्लोरीन और यूरेनस क्लोराइड के योग से पंचक्लोराइड, UCl_5 , बनता है जिसके हरे मणिभ सुई की आकृति के होते हैं। यूरेनस क्लोराइड को हाइड्रोजन से अपचित करने पर यूरेनियम त्रिक्लोराइड, UCl_3 , बनता है।

यूरेनियम द्विऑक्साइड, UO_2 , को शुष्क क्लोरीन के प्रवाह में रक्त ताप तक गरम करने पर यूरेनिल क्लोराइड, $UO_2 Cl_2$, बनता है, जिसके जलग्राही पीले मणिभ होते हैं। यह द्विगुण लवण जैसे $2KCl \cdot UO_2 Cl_2 \cdot 2H_2O$, भी बनाता है।

यूरेनियम ब्रोमाइड UBr_3 , UBr_4 और यूरेनिल ब्रोमाइड, $UO_2 Br_2$ और आयोडाइड, UI_4 और $UO_2 I_2$, भी ज्ञात हैं।

सल्फाइड—यूरेनिल नाइट्रेट के विलयन में अमोनियम सल्फाइड डालने पर यूरेनिल सल्फाइड, $UO_2 S$, का गहरा भूरा अवक्षेप आता है। यह अम्ल में विलेय है।

सल्फेट—यूरेनियम के हरे ऑक्साइड, U_3O_8 , को हलके सल्फ्यूरिक एसिड में घोल कर एलकोहल मिलाने पर अष्टफलकीय यूरेनस सल्फेट, $U(SO_4)_2$, बनता है जिसमें पानी के ६ अणु तक होते हैं।

यूरेनिल नाइट्रेट को सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर यूरेनिल सल्फेट, $UO_2 \cdot SO_4 \cdot 3H_2O$, बनता है जिसके पीले-हरे रंग के मणिभ होते हैं।

नाइट्रेट—साधारणतया जिसे यूरेनियम नाइट्रेट कहा जाता है वह यूरेनिल नाइट्रेट, $UO_2 (NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, है। यह यूरेनियम का सबसे प्रसिद्ध लवण है। यूरेनियम के किसी भी ऑक्साइड, को नाइट्रिक एसिड में घोलने पर यह बनता है। इसके नींबू के रंग के पीले मणिभ होते हैं। यह जलग्राही और पानी में विलेय है। इनमें सुन्दर आभा होती है।

नाइट्राइड और कार्बाइड—यूरेनियम 1000° पर नाइट्रोजन से युक्त होकर नाइट्राइड, U_3N_4 , देता है। यह यूरेनियम कार्बाइड और अमोनिया के योग से भी बनता है।

यूरेनियम धातु कार्बन से आसानी से युक्त होकर कार्बाइड, UC_2 , देती है। इसमें धातु की-सी चमक होती है। आग लगाने पर यह जल उठता है। 3700° पर ऑक्सीजन में जलने पर यह U_3O_8 देता है।

कार्बोनेट और ऐसीटेट—सोडियम यूरेनेट में सोडियम बाइकार्बोनेट मिलाने पर यूरेनियम सोडियम कार्बोनेट, $UO_2 \cdot CO_3 \cdot 2Na_2CO_3$, बनता है। सोडियम कार्बोनेट और यूरेनिल ऐसीटेट के योग से भी यह बनता है।

यूरेनिल ऐसीटेट, $UO_2 (CH_3COO)_2 \cdot 2H_2O$, का महत्व यूरेनिल नाइट्रेट के समान ही है। यह यूरेनिल हाइड्रोक्साइड या ऑक्साइड को ऐसीटिक एसिड में घोलने पर बनता है।

प्रश्न

- क्रोमियम, मॉलिबडीनम, टंगस्टन और यूरेनियम इन चारों की तुलना संक्षेप में करो।
- क्रोमियम धातु कैसे तैयार करते हैं ? इस धातु के गुण लिखो।
- प्राकृतिक क्रोमाइट अयस्क क्या है ? क्रोमाइट अयस्क से पोटैसियम द्विक्रोमेट कैसे तैयार करते हैं ? इस यौगिक के प्रमुख गुण और उपयोग बताओ। पोटैसियम द्विक्रोमेट से क्रोम फिटकरी, क्रोमिक ऑक्साइड और पोटैसियम क्रोमेट कैसे तैयार करोगे ? (आगरा, १९४२)
- प्रकृति में क्रोमियम किस रूप में पाया जाता है ? इसके अयस्क से $K_2Cr_2O_7$ कैसे तैयार करते हैं ? क्रोमियम धातु और क्रोमिल क्लोराइड कैसे बनाते हैं ? क्रोमियम के प्रमुख उपयोग बताओ। (काशी, १९४०)
- क्रोम-लोड प्रस्तर से आरम्भ करके किस प्रकार (क) $Na_2Cr_2O_7$, (ख) $K_2Cr_2O_7$, (ग) क्रोम फिटकरी, और (घ) क्रोमियम बनाओगे ? (प्रयाग, १९४४)
- पोटैसियम द्विक्रोमेट की (क) सोडियम हाइड्रोक्साइड विलयन, (ख) H_2S , (ग) $AgNO_3$ और (घ) आम्ल हाइड्रोजन परीक्साइड विलयनों के साथ क्या प्रतिक्रियाएँ होती हैं ? (आगरा, १९३४)
- मॉलिबडीनम धातु मालिबडेनाइट से कैसे तैयार करोगे ? इसकी तुलना क्रोमियम धातु से करो।
- अमोनियम मॉलिब्डेट क्या है ? फॉस्फेटों की पहचान में इसका क्या उपयोग है ?
- मॉलिबडीनम के विभिन्न ऑक्साइडों का वर्णन दो। इसका सल्फाइड कैसे तैयार करते हैं ?
- टंगस्टिक एसिड कैसे बनाते हैं ? टंगस्टन और मॉलिबडीनम के यौगिकों की तुलना करो।
- पिचब्लैंड और कार्बोनाइट में से यूरेनियम यौगिक कैसे पृथक् करते हैं ?
- यूरेनिल यौगिकों का सूक्ष्म परिचय दो।

अध्याय २२

सप्तम समूह के तत्त्व—(१) हैलोजन

फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन

[Fluorine, Chlorine, Bromine and Iodine]

आवर्त संविभाग के सातवें समूह मुख्यतः अधातु तत्त्व हैं जिनकी संयोज्यता एक है। एक उपसमूह में मैंगनीज़, मैसूरियम और रैनियम नामक तीन धातु तत्त्व भी हैं।

फ्लोरीन—क्लोरीन—
 मैंगनीज़ — मैसूरियम — रैनियम... (क उपसमूह)
 — ब्रोमीन — आयोडीन ... (ख उपसमूह)

इन तत्त्वों में से फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन ये चार तत्त्व लवण बनाने के काम में विशेष आते हैं। अतः इन्हें “लवणजन” अथवा हैलोजन कहते हैं। हैलोजन शब्द का अर्थ लवण बनानेवाला है।

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—इन तत्त्वों का ऋणाणु-उपक्रम नीचे दिया जाता है —

ख-उपसमूह

६ फ्लोरीन (F)— $1s^2. 2s^2. 2p^4$.

१७ क्लोरीन (Cl)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^4$

३५ ब्रोमीन (Br)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^5. 3d^{10}. 4s^2. 4p^4$

५३ आयोडीन (I)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^6. 4d^{10}. 5s^2. 5p^4$.

क-उपसमूह

२५ मैंगनीज़ (Mn)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^5. 4s^2$.

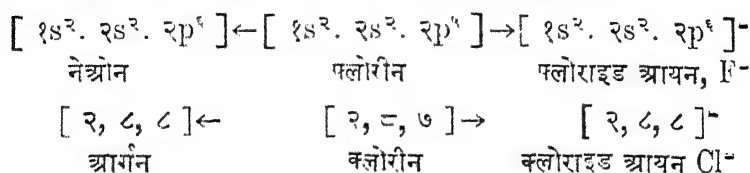
४३ मैसूरियम (Ma)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^6. 4d^5. 5s^2$.

७५ रैनियम (Re)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2.$

$4p^6. 4d^{10}. 4f^5. 5s^2. 5p^6. 5d^4. 6s^2$

इस ऋणाणु उपक्रम के देखने से स्पष्ट है कि बाह्यतम कक्ष में सभी हैलोजन तत्त्वों में ऋणाणुओं की $s^2 p^4$ स्थिति है। एक ऋणाणु और लेकर यह कक्ष संतृप्त हो जाता है (पूरे ८ ऋणाणु हो जाते हैं)। यह या तो शून्य समूह के तत्त्वों में होता है, अथवा हैलाइड आयनों में—



क- उपसमूह के तत्त्व मैंगनीज़, मैग्नीशियम और रैनियम हैलोजनों से सर्वथा भिन्न हैं। इनके बाह्यतम कक्ष में s^2 ऋणाणु हैं, अतः स्थायी यौगिकों में इनकी संयोज्यता दो है (मैंगनस सल्फेट आदि में)। बाह्यतम कक्ष से पूर्व के उपकक्ष में $s^2. p^6. d^4$ स्थिति है जिसमें d की स्थिति संतृप्त नहीं है।

मैंगनीज़ और हैलोजनों में भी थोड़ी सी समानता की झलक मिल जाती है। पर यह अपवादरूप से ही समझनी चाहिये। मैंगनीज़ के उच्चतम ऑक्साइड, $Mn_2 O_7$, में इसकी संयोज्यता ७ है। इसी प्रकार क्लोरीन का उच्चतम ऑक्साइड, $Cl_2 O_7$, भी ज्ञात है जिसमें संयोज्यता ७ है। आयोडीन का भी एक ऑक्साइड $I_2 O_7$ है। मैंगनीज़ के परमैंगनिक ऐसिड का लवण परमैंगनेट, $KMnO_4$, पोटैसियम परक्लोरेट $KClO_4$ का समरूप है। रजत परक्लोरेट और रजत परमैंगनेट दोनों ही पानी में बहुत कम विलेय हैं।

लवणजन तत्त्वों की समानतायें—सप्तम समूह में फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन ये चार लवणजन तत्त्व हैं। इनमें से फ्लोरीन और क्लोरीन तो साधारण तापक्रम पर गैस हैं, पर ब्रोमीन धूमवान द्रव है और आयोडीन वाष्पशील ठोस पदार्थ है।

फ्लोरीन का रंग हलका पीला, क्लोरीन का पीला-हरा, ब्रोमीन का लाल-भूरा और आयोडीन का चटक बैंगनी है।

नीचे की सारणी में हैलोजन तत्त्वों के भौतिक गुण दिये जाते हैं—

परमाणु संख्या	तत्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	क्वथनांक	आपेक्षिक ताप
९	फ्लोरीन	F	१९.०	१.११/-१८७°	-२३३°	-१८७°	—
१७	क्लोरीन	Cl	३५.४६	२.४९/०°	-१००.६°	-३४.५°	०.२२६
३५	ब्रोमीन	Br	७९.९२	३.१०२/२५°	-७.२°	५८.८°	०.१०७
५३	आयोडीन	I	१२६.९३	४.९५	११३.५°	१८४.४°	०.०५४

इस सारणी से स्पष्ट है कि इस श्रेणी में ज्यों ज्यों परमाणुभार बढ़ता जाता है, तत्वों के घनत्व बढ़ते जाते हैं और द्रवणांक और क्वथनांक भी ऊँचे होते जाते हैं। पर आपेक्षिक ताप क्रमशः कम होता जाता है।

नीचे हम इन तत्वों के परमाणुव्यासार्ध और आयनिक व्यासार्ध देते हैं—

तत्व	परमाणु व्यासार्ध (10^{-8} से० मी०)	आयनिक व्यासार्ध (10^{-8} से० मी०)	
		वास्तविक	व्यावहारिक
फ्लोरीन	०.६६	०.७४	१.३३
क्लोरीन	१.०७	०.९५	१.८१
ब्रोमीन	१.१६	१.०२	१.९६
आयोडीन	१.३६	१.१२	२.२०

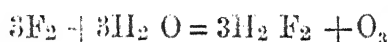
इससे स्पष्ट है कि ज्यों ज्यों परमाणुभार बढ़ता जाता है, परमाणुओं का व्यासार्ध और उनकी आयनों का व्यासार्ध भी बढ़ता जाता है। व्यासार्ध के बढ़ने का एक प्रभाव यह पड़ता है कि बाह्यतम कक्ष के ऋणाणु धनात्मक केन्द्र से दूर पहुँच जाते हैं, अतः उनका परस्पर आकर्षण कम पड़ जाता है। इसके अनुसार ही हम देखते हैं कि फ्लोराइड आयन, F^- , अधिकतम स्थायी है, पर आयोडाइड आयन, I^- , जल्दी से उपचित होकर मुक्त आयोडीन देता है।

हैलोजन तत्वों की क्रमशः गुणवृद्धि निम्न प्रकार भी देखी जा सकती है। पोटैसियम फ्लोराइड ($\frac{1}{2} K_2 F_2$) का रचना-ताप (heat of formation) ११८ बृहदकैलॉरी है, पोटैसियम क्लोराइड (KCl) का १०४.३; पोटैसियम ब्रोमाइड (KBr) का ९५.१ और पोटैसियम आयोडाइड (KI) का ८०.१ है। इससे स्पष्ट है कि ज्यों ज्यों परमाणुभार बढ़ता है, रचना-ताप

कम होता जाता है, जिससे यह प्रत्यक्ष है कि फ्लोरीन की क्रियाशीलता सबसे अधिक और आयोडीन की सबसे कम है।

स्थापन प्रतिक्रियाओं से भी यह बात स्पष्ट होती है। किसी ब्रोमाइड या आयोडाइड में क्लोरीन गैस मिलायी जाय, तो यह ब्रोमीन और आयोडीन दोनों को स्थापित कर देगी, पर क्लोरीन गैस फ्लोराइडों में से फ्लोरीन को मुक्त नहीं कर पाती। ब्रोमीन गैस आयोडाइड के आयोडीन को स्थापित कर सकती है पर अन्य हैलाइडों पर इसका असर नहीं होता। फ्लोरीन गैस तो क्लोराइडों के क्लोरीन को भी स्थापित कर देती है।

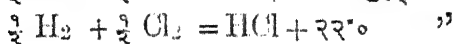
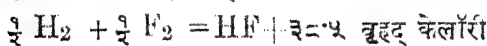
हाइड्रोजन के योग से ये हैलाजन हाइड्र-ऐसिड बनाते हैं। फ्लोरीन तो अंधेरे में भी उग्रता के साथ हाइड्रोजन से संयुक्त होकर हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड देता है। हाइड्रोजन के प्रति इसका इतना स्नेह है कि यह पानी का हाइड्रोजन भी ले लेता है—



क्लोरीन हाइड्रोजन के साथ प्रकाश में (अथवा गरम करने पर) संयुक्त होता है, ब्रोमीन के साथ यह प्रतिक्रिया धीरे-धीरे होती है। हाइड्रोजन और आयोडीन के बीच में प्रतिक्रिया तो उत्क्रमणीय है, और कभी पूरी तरह से सम्पादित नहीं होती—



इन प्रतिक्रियाओं में जो ताप उत्पन्न होता है, उससे भी यह स्पष्ट है कि फ्लोरीन सबसे अधिक क्रियाशील है—



हाइड्रोजन और आयोडीन वाला प्रतिक्रिया में ताप का विसर्जन नहीं, बल्कि शोषण होता है।

वस्तुतः ऐसिडों की इस श्रेणी में हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड अपवाद है। ८०° के नीचे गैस अवस्था में भी इसका सूत्र HF नहीं, प्रत्युत H_2F_2 है। यह दो श्रेणियों के लक्षण, KHF_2 और K_2F_2 देता है। इसीलिये इसका क्वथनांक की श्रेणी में अपवाद है—

ऐसिड	H_2F_2	HCl	HBr	HI
क्वथनांक	18.8°	-८३°	-६७.५°	-३५.५°

जस्ता और मेगनीशियम इसी अपवाद के कारण हाइड्रोफ्लोरिक एसिड से उस उग्रता से प्रतिक्रियाएँ नहीं करते (हाइड्रोजन उतने वेग से नहीं निकलता) जितना कि अन्य हाइड्रोजन-एसिडों के साथ।

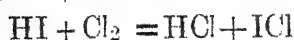
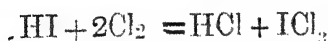
फ्लोरीन ऑक्सीजन के साथ F_2O और F_2O_2 यौगिक देता तो है पर ये उतने स्थायी नहीं हैं जितने कि अन्य हैलोजनों के ऑक्साइड, फ्लोरीन का ऑक्सि-एसिड तो संदिग्ध ही है।

तत्व	ऑक्सि-यौगिक
F	NF_2O , F_2O_2
Cl	Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 , Cl_2O_7 $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$
Br	Br_2O , BrO_2 $HBrO$, $HBrO_3$
I	I_2O_4 , I_2O_5 , I_4O_9 HIO , HIO_3 , H_5IO_6

हैलोजनों के परस्पर यौगिक (अन्तर-हैलोजन यौगिक)—गैसावस्था में अथवा द्रव और विलयनावस्था में भी कई हैलोजन संयुक्त होकर अन्तर-हैलोजन यौगिक बनाते हैं। इन कुछ यौगिकों के कथनांक और द्रवणांक नीचे दिये जाते हैं—

यौगिक	कथनांक	द्रवणांक
IF_5	47°	-8°
IF_7	6°	-4.5°
ICl_3	?	101.1° वायुमंडल
ICl	26.8°	27.2° (एलफा)
IBr	116°	36°
BrF	20°	-33°
BrF_3	127°	-55°
BrF_5	40.5°	-61.3°
$BrCl$	5°	-66.3°
ClF	-100°	-156°
ClF_3	13°	-53°

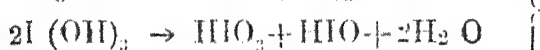
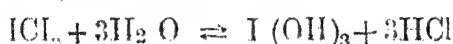
क्लोरीन और फ्लोरीन को साथ साथ गरम करने पर क्लोरीन फ्लोराइड बनते हैं। ClF और ClF_3 दोनों नीरंग गैसों हैं। आयोडाइड को क्लोरीन से अभिचि करने पर आयोडीन क्लोराइड, ICl , और ICl_3 , बनते हैं—



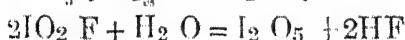
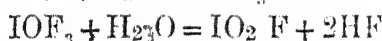
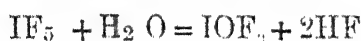
आयोडेट, हाइड्रोआयोडिक ऐसिड और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से भी आयोडीन क्लोराइड बनता है—



ये क्लोराइड ठोस पदार्थ हैं। आयोडीन त्रिक्लोराइड, ICl_3 , के सुई के से रवों का रंग नील या नारंगी के रंग सा होता है। ये रवे जलग्राही हैं। दोनों का पानी के योग से विच्छेदन निम्न प्रकार होता है—



आयोडीन और फ्लोरीन के योग से अधिकतर पंचफ्लोराइड, IF_5 , बनता है। ऊँचे तापक्रम पर सप्तफ्लोराइड, IF_7 , भी बनता है। पंचफ्लोराइड 500° पर भी स्थायी है। यह नीरंग धूमवान द्रव है। यह जल के योग से क्रमशः IOF_3 , IO_2F और I_2O_5 देता है—

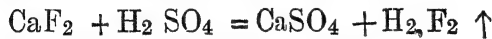


फ्लोरीन, F

[Fluorine]

फ्लोरीन कुछ फ्लोरस्वारों में सुक्त अवस्था में भी पाया जाता है, पर अधिकतर यह फ्लोराइड के रूप में ही मिलता है। फ्लोराइडों में से फ्लोरस्वार, CaF_2 , और क्रायोलाइट, $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$, सबसे अधिक प्रसिद्ध हैं। फ्लोरस्वार के मणिभ घनाकृतिक या अष्टफलकीय पाये जाते हैं। ये नीरंग पारदर्शक रवे प्रकाश पड़ने पर नीले से दमकने लगते हैं। इस दृश्य को फ्लोरेसेंस कहते हैं।

फ्लोरस्पर से परिचय तो पुराना है, पर इसका संगठन बहुत दिनों तक लोगों को ज्ञात न था। सन् १६७० के लगभग नूरेमबर्ग के श्वानहार्ट (Schwanhardt) ने यह उल्लेख किया कि कुछ द्रवों के साथ फ्लोरस्पर काँच पर निशान डालता है। कहा जाता है कि किसी काँच के कारखाने में काम करने वाले एक अंग्रेज़ ने पहली बार १७२० के निकट हाइड्रोफ्लोरिक एसिड बनाया था। सन् १७७१ में शीले (Scheele) ने यह दिखाया कि फ्लोरस्पर एक विचित्र एसिड का कैल्सियम लवण है। शीले ने इस विचित्र एसिड को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ फ्लोरस्पर का खवण (काँच के भभके में) करके तैयार किया था—

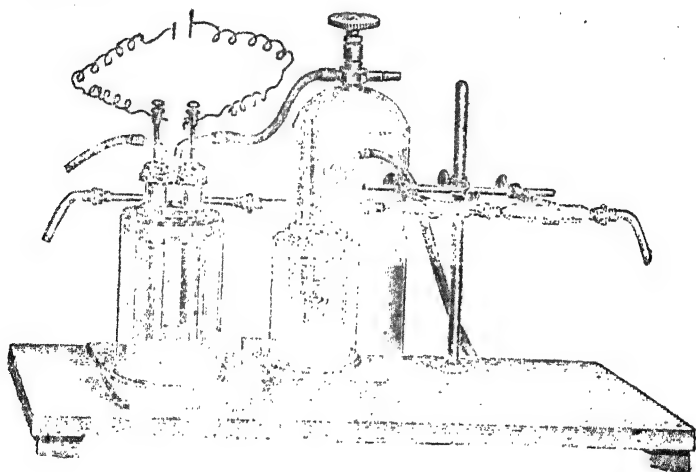
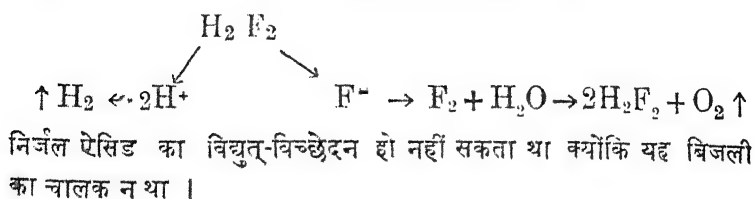


शीले ने यह भी देखा कि काँच का भभका बुरी तरह से खँच गया है। उसे एक ऐसी गैस भी मिली जो पानी के योग से जिलेटिनस सिलिका देती थी।

सन् १७८१ में मेयर (Meyer) ने और १७८३ में वेंज़ल (Wenzel) ने लोहे और सीसे के भभकों का उपयोग करके हाइड्रोफ्लोरिक एसिड का शुद्ध विलयन तैयार किया। सन् १७८६ में शीले ने इसे बनाने में वंग के भभके का प्रयोग किया। सन् १८०६ में गेलूज़ाक (Gay Lussac) और थेनार्ड (Thenard) ने यह विचार प्रस्तुत किया कि यह एसिड किसी अज्ञात मूल का ऑक्साइड है। सन् १८१० में एम्पीयर (Ampere) ने कहा कि यह हाइड्रोजन और किसी अज्ञात तत्व का उसी प्रकार यौगिक है जैसे हाइड्रोक्लोरिक एसिड। फ्लोरस्पर नाम पर इस अज्ञात तत्व का नाम एम्पीयर ने फ्लोरीन रखा, और इस प्रकार फ्लोरस्पर को कैल्सियम फ्लोराइड, CaF_2 , माना गया। सन् १८८६ में मोयसाँ (Moissan) ने शुद्ध फ्लोरीन तत्व की प्राप्ति की।

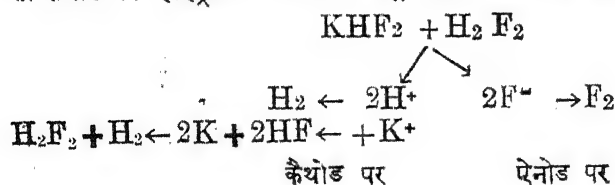
फ्लोरीन की प्राप्ति—(१) फ्लोरीन तत्व को यौगिकों में से पृथक् करना बहुत दिनों तक दुष्कर प्रयास रहा। डेवी, फ्रेमी (Freymy), निकलेस (Nickles) आदि अनेक व्यक्तियों के प्रयत्न असफल रहे। हाइड्रोफ्लोरिक एसिड विघ्न होता है, अतः इस प्रयास में कई रसशों की जान भी चली गयी। प्लैटिनम पात्रों के उपयोग करने पर चोकोलेटी रंग का चूर्ण, PtF_4 मिलता था और यदि कार्बन के पात्रों का प्रयोग किया जाय तो गैसीय फ्लोराइड, CF_4 , बनता था। हाइड्रोफ्लोरिक एसिड के हलके विलयन

के विद्युत्-विच्छेदन द्वारा फ्लोरीन नहीं प्राप्त किया जा सका क्योंकि विद्युत्-द्वारा पर केवल ऑक्सीजन और हाइड्रोजन गैसों ही मिलती थीं—

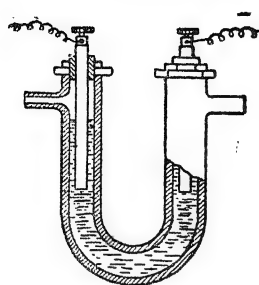


चित्र १२५—मोयसाँ का फ्लोरीन बनाने का उपकरण

मोयसाँ ने अनेक प्रयोगों के अनन्तर यह देखा कि यदि निर्जल हाइड्रो-फ्लोरिक ऐसिड में पोटैसियम हाइड्रोजन फ्लोराइड, KHF_2 , घोला जाय, तो यह बिजली का चालक हो जाता है । यदि इस विलयन का विद्युत् विच्छेदन एक प्लैटिनम-इरीडियम की बनी चुल्लि-नली (U) में प्लैटिनम-इरीडियम मिश्रधातु के विद्युत-द्वारों के साथ किया जाय, और तापक्रम बहुत नीचा रखा जाय (जिससे धातु पर ऐसिड द्वारा न्यूनतम खरोच पड़े), तो कैथोड पर हाइड्रोजन निकलता है, और ऐनोड पर फ्लोरीन ।



सन् १८६६ में मोयसाँ ने यह देखा कि प्लैटिनम-इरीडियम की नली के



स्थान में ताँबे की नली का प्रयोग करना सस्ता पड़ेगा (ताँबे पर फ्लोराइड की एक बार पतली सी तह जम जाती है, यह शेष ताँबे का संरक्षण करती है)। हाँ विद्युत् द्वारा तो प्लैटिनम-इरीडियम मिश्रधातु के ही लेने होंगे।

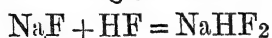
मोयसाँ के उपकरण का चित्र यहाँ दिया गया है। इसमें चुल्लि-नली ३०० C.C. समाई की

चित्र १२६—फ्लोरीन बनाना है। इसमें ६० ग्राम पोटैशियम हाइड्रोजन फ्लोराइड, और २०० C.C. निर्जल हाइड्रोफ्लोरिक एसिड लिया गया। विद्युत् धारों के अवरोधन (insulation) के लिए फ्लोरस्पार की डाटें लाख द्वारा लगायी गयीं। चुल्लि-नली को मेथिल क्लोराइड के द्रव में (जिसका क्वथनांक २३° है) रक्खा गया। ५० वोल्ट पर बिजली प्रवाहित की गयी। ऐनोड पर जो फ्लोरीन निकला उसे प्लैटिनम या ताँबे की कुंडली में होकर प्रवाहित किया गया। वह कुंडली भी मेथिल क्लोराइड द्वारा ठंडी की गयी थी।

(२) गलाये गये पोटैशियम हाइड्रोजन फ्लोराइड, KHF_2 , या $NaHF_2$ के विद्युत्-विच्छेदन से (ताँबे के पात्र में) भी फ्लोरीन मिल सकता है। ताँबे का पात्र ही कैथोड का काम कर सकता है। ऐनोड कार्बन का लिया जा सकता है जिसे छेददार ताँबे के पत्र से ढका रखते हैं।

(३) आजकल V-आकार की २ इंच व्यास की ताँबे की नली में जिसमें ताँबे की टोपियाँ सिरों पर लगी होती हैं, फ्लोरीन तैयार किया जा सकता है। विद्युत्-द्वारा ग्रेफाइट के (३०० × ५ मि. मी.) होते हैं जो टोपियों में लगे होते हैं। इन द्वारों को टोपी में लगाने के लिये बेकेलाइट सीमेंट (३००° तक तपायी) का प्रयोग करते हैं। १२-१८ वोल्ट पर ५-१० ऐम्पीयर की धारा से विद्युत् विच्छेदन किया जाता है।

फ्लोरीन गैस के साथ जो हाइड्रोफ्लोरिक एसिड की वाष्पें आयी हों उन्हें सोडियम फ्लोराइड से भरी चुल्लि-नलियों में सोख लिया जाता है—



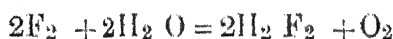
• फ्लोरीन के गुण—यह हलके से पीत-हरे रंग की गैस है। इसकी तीव्र गन्ध क्लोरीन से मिलती जुलती है। फ्लोरीन गैस मोयसाँ और डीवार (Dewar)

ने द्रव वायु द्वारा द्रवीभूत की थी। द्रव फ्लोरीन का क्वथनांक -188° है। फ्लोरीन के वाष्प-घनत्व के आधार पर इसके अणु का सूत्र F_2 ठहरता है।

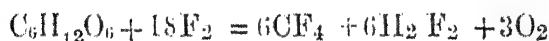
ठोस फ्लोरीन का द्रवणांक -223° है, इसमें पीला रंग होता है, पर -252° तक ठंडे किये जाने पर यह नीरंग हो जाता है।

फ्लोरीन लगभग सभी पदार्थों से सीधे ही संयुक्त हो सकता है; हाँ, नाइट्रोजन और ऑक्सीजन से सीधे संयुक्त नहीं होता। अँधेरे में ही हाइड्रोजन के साथ विस्फुटित होकर हाइड्रोफ्लोरिक एसिड देता है। कोयला भी इस गैस में स्वतः जल उठता है। ब्रोमीन और आयोडीन भी इस गैस में जलते हैं। गन्धक, सेलीनियम, टेल्यूरियम, फॉस्फोरस, आर्सेनिक, सिलिकन और बोरन तो जलते ही हैं। इन प्रतिक्रियाओं में उच्चतम संयोज्यता वाले फ्लोराइड, जैसे CF_4 , SF_6 , PF_5 , SiF_4 , बनते हैं। अधिकांश धातुयें तो साधारण ठंडे तापक्रम पर ही इस गैस के साथ प्रतिक्रियायें करती हैं, और फ्लोराइड CuF , FeF_3 , PtF_4 , आदि बनते हैं।

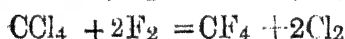
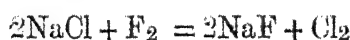
पानी के साथ फ्लोरीन की प्रतिक्रिया होकर ऑक्सीजन और ओज़ोन दोनों मिलते हैं—



सभी कार्बनिक यौगिक फ्लोरीन गैस में डालने पर जल उठते हैं, और प्रतिक्रिया में कार्बन चतुःफ्लोराइड, CF_4 , हाइड्रोजन फ्लोराइड और ऑक्सीजन बनते हैं—



अगर फ्लोरीन में हाइड्रोफ्लोरिक एसिड बिलकुल न हो, तो इसका काँच पर असर नहीं होता (द्रव वायु द्वारा ठंडा करके एसिड अलग किया जा सकता है)। किसी क्लोराइड में फ्लोरीन मिलाने पर फ्लोराइड बन जायगा और क्लोरीन मुक्त हो जायगा—

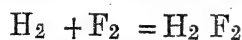


फ्लोरीन प्रबल उपचायक पदार्थ है। जलीय विलयन में इसे प्रवाहित

करने पर जो ऑक्सीजन मुक्त होता है वह अत्यन्त क्रियावान् है। यह पोटैसियम क्लोरेट, $KClO_3$, को पोटैसियम परक्लोरेट, $KClO_4$, में परिणत करता है।

पोटैसियम आयोडेट, KIO_3 , और फ्लोरीन के योग से फ्लोरि आयोडेट, $KIO_2 (F_2)$ बनता है, जिसमें एक ऑक्सीजन परमाणु दो फ्लोरीन परमाणुओं द्वारा स्थापित हो गया है। इस प्रकार का स्थापन नायोबेट और टैंगलेटों में भी होता है।

हाइड्रोजन फ्लोराइड या हाइड्रोफ्लोरिक एसिड, $H_2 F_2$ — (१)
यह अँबेरे में ही हाइड्रोजन और फ्लोरीन के योग से बनता है—

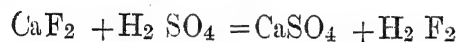


(२) पोटैसियम या सोडियम हाइड्रोजन फ्लोराइड को गरम करने पर भी यह बनता है —



अच्छी तरह निर्जल किये गये लवण को ताँबे या प्लैटिनम के भभकों में गरम करते हैं।

(३) अधिकतर यह फ्लोरस्पाग, CaF_2 , को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करके बनाया जाता है—



इस काम के लिए सीसे के बने भभकों का प्रयोग करते हैं, और रेणुऊष्मक पर गरम करते हैं। जो वाष्प निकलें उन्हें पानी में घोल लेते हैं। यह एसिड काँच को बहुत खरोचता है, अतः इसे मोम की या गटापार्चा की बोतलों में रक्खा जाता है।

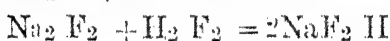
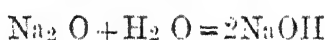
बाजार में जो एसिड बिकता है वह ४० प्रतिशत विलयन है। इसका घनत्व १.३० है। काँच के ऊपर निशान लगाने या लिखने में इसका प्रयोग होता है। काँच के ऊपर पहले पिघला कर मोम लगाते हैं। मोम जब सूख जाय, तो इस पर सुई से खरोंच कर लिखते हैं। अब इस पर यदि हाइड्रोफ्लोरिक एसिड (या पिसे फ्लोरस्पाग और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड का मिश्रण) लगाया जाय, तो खुरचे स्थान पर लिखायी पक्की हो जाती है। थोड़ी देर के बाद मोम को गरमा कर अलग कर लेते हैं।

हाइड्रोफ्लोरिक एसिड नीरंग धूमवान् द्रव है जिसका कथनांक 16.5° है। यह एसिड परम बिपैला है। इसका वाष्पघनत्व 1.6 है, अतः

अणुभार ३६.२ हुआ। इस आधार पर इसका सूत्र $H_2 F_2$ ठहरता है जिससे स्पष्ट है कि यह ऐसिड द्विभास्मिक अम्ल है। अतः यह दो प्रकार के लवण देता है— $K_2 F_2$ और ऐसिड फ्लोराइड KHF_2 , (फ्रेमी लवण—Fremy's salt)।

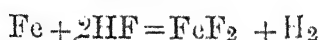
हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड के विलयन को सवण करें तो ३७ प्रतिशत यह यह ऐसिड सान्द्र किया जा सकता है, अधिक नहीं। ३७ प्रतिशत सान्द्रता का ऐसिड 120° पर उबलता है, और इसकी वाष्प में पानी और ऐसिड का जो अनुपात होता है, वही अनुपात विलयन में भी होता है (अतः यह समकाथी मिश्रण है)।

पानी, $H_2 O$ और हाइड्रोजन सल्फाइड, $H_2 S$ में जो संबंध है वही हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में है। पानी के अणु गुणित ($H_2 O$)य होते हैं, और हाइड्रोजन सल्फाइड के नहीं; इसी प्रकार हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड का अणु गुणित, $(HF)_2$, है पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड का नहीं। जैसे पानी का क्वथनांक हाइड्रोजन सल्फाइड के क्वथनांक से कहीं अधिक है, वैसे ही हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड का क्वथनांक (18.5°) हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के क्वथनांक (-85°) से कहीं अधिक है। हाइड्रोजन फ्लोराइड और पानी दोनों अच्छे विघावक हैं, और लवण इनमें घुल कर अच्छी तरह आयन देते हैं। सोडियम ऑक्साइड और सोडियम फ्लोराइड के प्रति पानी और हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड को निम्न प्रतिक्रियाएँ भी इसी प्रकार की समानता प्रदर्शित करती हैं—



हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड निर्बल अम्ल है। इसका विद्युत्-विच्छेदन अधिक नहीं होता, पर फिर भी यह ऐसीटिक ऐसिड की अपेक्षा प्रबल है। (फॉस्फोरिक और सल्फ्यूरिक ऐसिडों की अपेक्षा निर्बल है)।

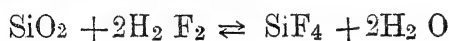
इस ऐसिड का विलयन धातुओं के साथ उग्र प्रतिक्रियाएँ देता है। बहुधा फ्लोराइड बनते हैं—



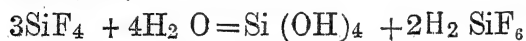
राजसी धातुओं पर इसका असर बहुत कम होता है। इसके जलीय विलयन का गटापार्चा पर असर नहीं होता, पर निर्बल शुद्ध अम्ल इसको

खरोंच डालता है। शुद्ध ऐसिड और इसकी वाष्प परम विषैली हैं। ठंडे निर्जल ऐसिड का अधिकांश धातुओं पर कोई असर नहीं होता।

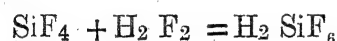
हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और सिलिका, SiO_2 , की प्रतिक्रिया सबसे अधिक महत्व की है। सान्द्र हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड और बालू (SiO_2) के योग से सिलिकन फ्लोराइड बनता है—



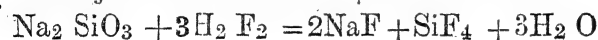
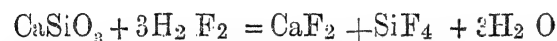
यह पानी के योग से हाइड्रोफ्लोसिलिसिक ऐसिड और जिलेटिनस (रिलष) सिलिसिक ऐसिड देता है।



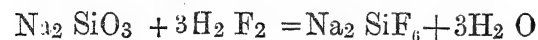
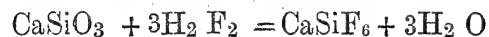
यदि हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड का आधिक्य हो तो सिलिकन फ्लोराइड गैस निकलने नहीं पाती। यह हाइड्रोफ्लोसिलिसिक ऐसिड बन जाती है—



काँच पर भी प्रतिक्रिया इसी प्रकार की होती है। साधारण काँच सोडियम-कैल्शियम सिलिकेट, $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CaSiO}_3$, है। सान्द्र ऐसिड के साथ यह सिलिकन फ्लोराइड आदि देता है—



पर यदि हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड के विलयन का उपयोग किया जाय तो सिलिकोफ्लोराइड बनते हैं—

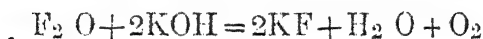


फ्लोरीन ऑक्साइड—तीन फ्लोरीन ऑक्साइड, F_2O , FO और F_2O_2 ज्ञात हैं। यदि क्रास्टिक सोडा के २ प्रतिशत विलयन में फ्लोरीन गैस बुदबुदायी जाय, तो एक गैस निकलेगी जिसमें ७० प्रतिशत फ्लोरीन ऑक्साइड, F_2O , है—



क्लोरीन और क्रास्टिक सोडा की प्रतिक्रिया से सोडियम हाइपोक्लोराइट बनता है, पर यह प्रतिक्रिया भिन्न है। कोई भी हाइपोक्लोराइट यौगिक ज्ञात नहीं है।

फ्लोरीन आक्साइड गैस है, जिसमें फ्लोरीन की सी ही तीव्र गन्ध है। यह पानी में बहुत कम घुलता है। यह पानी या काँच के योग से विभक्त नहीं होता। कार्बिक पोटाश के योग से यह धीरे धीरे ऑक्सीजन देता है—



इस प्रकार यह प्रबल उपचायक है।

द्विफ्लोरीन द्विआक्साइड, $F_2 O_2$ — यदि फ्लोरीन और ऑक्सीजन का मिश्रण १५-२० मि०मी० दाब पर लिया जाय और द्रव वायु से ठंढा करके इसमें विद्युत विसर्ग प्रवाहित किया जाय तो यह आक्साइड मिलता है। यह भूरी गैस है। यदि तापक्रम -१००° से ऊँचा हुआ, तो यह ऑक्सीजन और फ्लोरीन में विभक्त हो जाता है।

फ्लोराइडों की पहिचान — यद्यपि अन्य रजत हैलाइड अविलेय हैं, पर रजत फ्लोराइड विलेय है। इसी प्रकार यद्यपि अन्य कैल्सियम हैलाइड विलेय हैं, कैल्सियम फ्लोराइड अविलेय है। यदि किसी फ्लोराइड के चूर्ण में थोड़ी सी बालू मिला कर सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ गरम किया जाय तो मिश्रण कुछ तिलहा सा हो जायगा। जो वाष्प गरम करने पर निकलें, उनमें पानी से भागी काँच की छड़ रखो। इस छड़ पर जहाँ पानी की बूँद होगी, वहाँ सफेद लुआवदार बिलिस्मिक ऐसिड का अवक्षेप बन जायगा।

फ्लोरेट — सोडियम हाइड्रोक्साइड और सोडियम फ्लोराइड के मिश्रण को गला कर यदि इसका विद्युत् विच्छेदन करें, तो एक पदार्थ मिलता है जिसे फ्लोरेट, $NaFO_3$, मानते हैं। इसी प्रकार रजत फ्लोरेट, $Ag FO_3$, भी प्राप्त किया गया है। ये फ्लोरेट प्रबल उपचायक पदार्थ हैं।

क्लोरीन, Cl

[Chlorine]

सन् १६५८ की बात है कि ग्लौबर (Glauber) ने साधारण नमक को सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ स्रवित किया। ऐसा करने पर उसे सफेद धुआँ मिला जो पानी में विलेय था। इसका विलयन आम्ल था। इसे “स्पिरिट आव् साल्ट” अथवा नमक का तेज़ाब नाम दिया गया। भभके में जो पदार्थ बचा उसके मणिभीकरण से जो लवण मिला उसे ग्लौबर का लवण अब तक कहा जाता है।

सन् १७७२ में प्रीस्टले (Priestley) ने भी इस गैस की (जो सल्फ्यूरिक एसिड और नमक को गरम करने पर मिली थी) मीमांसा की। उसने कहा है कि यह गैस पारे के ऊपर इकट्ठा की जा सकती है, और यह स्थायी गैस है। परन्तु यह गैस पानी में बहुत विलेय है। घुल कर जो तेज़ाब बनता है, उसका नाम मेराइन एसिड या स्यूरियेटिक एसिड रक्खा। लैटिन में स्यूरिया का अर्थ नमक है।

यह वह युग था जब कि प्रत्येक एसिड में ऑक्सीजन का होना अनिवार्य समझा जाता था (“ऑक्सीजन” शब्द का अर्थ ही “अम्लोत्पादक” है)। इस आधार पर लेव्वाज़िये (Lavoisier) ने भी यह धारणा प्रस्तुत की कि इस नमक के तेज़ाब में ऑक्सीजन अवश्य है।

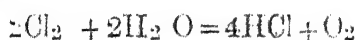
सन् १७७४ में शीले (Scheele) ने मैंगनीज़ के काले ऑक्साइड पर स्यूरियेटिक एसिड (नमक के तेज़ाब) की प्रतिक्रिया देखी। उसने यह देखा कि मैंगनीज़ ऑक्साइड ठंडे तेज़ाब में घुल कर गहरे भूरे रंग का विलयन देता है। इसे यदि गरम किया जाय तो हरित-पीत रंग की एक गैस निकलती है। इस गैस में अम्लराज (aqua regia) की सी तीक्ष्ण गन्ध है। यह गैस फूल-पत्तियों के रंग को उड़ा देती है। शीले ने यह समझा कि यह गैस वह स्यूरियेटिक एसिड है जिसका फ्लोजिस्टन मैंगनीज़ ने अलग कर दिया है। शीले हाइड्रोजन को फ्लोजिस्टन समझता था। अतः उसका कहना ठीक था कि यह गैस (स्यूरियेटिक एसिड—हाइड्रोजन) है।

सन् १७८५ में बर्थोल्ले (Berthollet) ने एक और प्रयोग किया। उसने इस नयी गैस को पानी में घोला, और विलयन को धूप में रक्खा। प्रकाश की प्रतिक्रिया से विलयन में से ऑक्सीजन गैस निकली और विलयन में स्यूरियेटिक एसिड बच रहा। अतः भूल से बर्थोल्ले ने यह समझा कि यह गैस स्यूरियेटिक एसिड और ऑक्सीजन से बना यौगिक है। उसने इसका नाम ऑक्सि-स्यूरियेटिक एसिड रक्खा। पर वह इस बात से भी परिचित था कि इस नयी गैस में एसिड के कोई लक्षण नहीं हैं।

सन् १८०६ में गेलूज़ाक (Gay Lussac) और थेनार्ड (Thenard) ने यह सिद्ध किया कि स्यूरियेटिक एसिड में ऑक्सीजन नहीं है। उन्होंने यह देखा कि यदि कोयले को इस एसिड की गैस में रक्तताप तक भी गरम किया जाय तो भी उसका उपचयन नहीं होता। यदि सोडियम को स्यूरियेटिक एसिड की गैस में गरम करें तो नमक बनता है, और हाइड्रोजन निकलता है।

अगर यह माना जाय कि यह हाइड्रोजन गैस में युक्त पानी से बना है, तो पानी का शेष ऑक्सीजन भी कहीं होना चाहिये था, पर उस ऑक्सीजन का कहीं पता न चला।

मैग्नीज़ ऑक्साइड और म्यूरियेटिक एसिड के योग से जो पीले-हरे रंग की गैस बनी, उसकी विस्तृत परीक्षा सन् १८१० में डेवी (Davy) ने की। उसने इस गैस में कोयले, गन्धक, और अनेक धातुओं को गरम किया। पर उसे कभी कोई ऐसा यौगिक न मिला जिसमें ऑक्सीजन हो। उसने यह प्रस्ताव किया कि यह गैस, जिसका नाम भूल से ऑक्सिम्यूरियेटिक एसिड रक्खा गया था, एक तत्व है। उसने इसका नाम क्लोरीन रक्खा (ग्रीक भाषा में क्लोरोस का अर्थ पीला-हरा है)। बर्थोलो के प्रयोग में जो ऑक्सीजन क्लोरीन गैस के विलयन से मिला था, उसकी प्रतिक्रिया वस्तुतः निम्न प्रकार थी—



थोड़े दिनों तक इस बात पर विवाद चला, पर बाद को यह सबने मान लिया कि यह गैस एक नया तत्व 'क्लोरीन' है, और नमक के तेज़ाब के संगठन ने यह बात भी सिद्ध कर दी कि तेज़ाबों में ऑक्सीजन का होना अनिवार्य नहीं है।

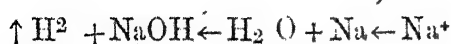
क्लोरीन बनाने की विधि—तात्पारण नमक सोडियम का क्लोराइड है। सिलवाइन पोटेसियम का क्लोराइड है। कार्नेलाइट, $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ में भी क्लोराइड हैं। इन्हीं सब खनिजों से क्लोरीन गैस तैयार की जा सकती है।

क्लोरीन बनाने की समस्त विधियाँ दो प्रकार की हैं—

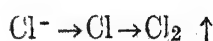
(१) किसी क्लोराइड के विद्युत्विच्छेदन से।

(२) हाइड्रोक्लोरिक एसिड के उपचयन से।

विद्युत्विच्छेदन से—संभार का आधा क्लोरीन सोडियम क्लोराइड के विद्युत् विच्छेदन से तैयार किया जाता है। सोडियम क्लोराइड के विलयन के विद्युत्विच्छेदन का विवरण सोडियम के अध्याय में दिया जा चुका है—



कैथोड पर

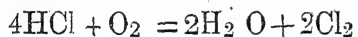


ऐनोड पर

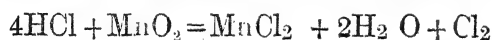
विद्युत् विच्छेदन द्वारा ऐनोड (धनद्वार) पर क्लोरीन गैस निकलती है। इसे सांद्र सल्फ्यूरिक एसिड में प्रवाहित करके शुष्क कर लेते हैं। या तो कारखानों में वहीं पर क्लोरीन को ब्लीचिंग पाउडर (रंगनाशक या विरंजक चूर्ण) में परिणत कर लेते हैं, अथवा दाब डाल कर इसे द्रवीभूत कर लेते हैं। इस्पात के बेलनों में इस द्रव को भर लेते हैं (शुष्क क्लोरीन का इस्पात पर प्रभाव नहीं पड़ता)।

उपचयन द्वारा क्लोरीन—अनेक प्रतिक्रियायें ऐसी हैं जिनमें हाइड्रोक्लोरिक एसिड के उपचयन से क्लोरीन गैस मिलती है। इनमें से कुछ नीचे दी जाती हैं—

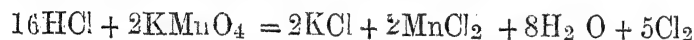
(१) हवा के ऑक्सीजन से तापप्रलवण उत्प्रेरक की विद्यमानता में—



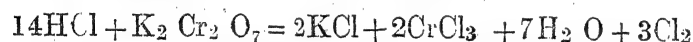
(२) मैंगनीज़ द्विऑक्साइड द्वारा एसिड के उपचयन से—



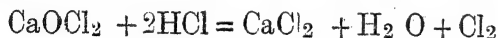
(३) पोटैशियम परमैंगनेट द्वारा उपचयन करके—



(४) पोटैशियम द्विक्रोमेट द्वारा उपचयन करके—



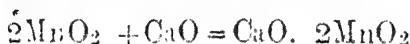
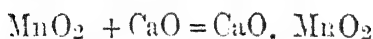
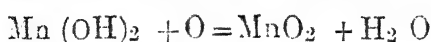
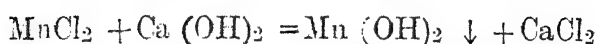
(५) ब्लीचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण) द्वारा एसिड के उपचयन से—



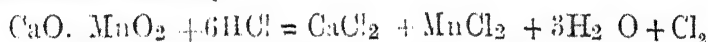
वेल्डन विधि (Weldon)— इस विधि में हाइड्रोक्लोरिक एसिड और पायरोलूसाइट (प्राकृतिक मैंगनीज़ द्विऑक्साइड खनिज) की प्रतिक्रिया से क्लोरीन बनाते हैं।—



प्रतिक्रिया में जो मैंगनस क्लोराइड बनता है, उसके विलयन को चूने के साथ लोहे के बेलनाकार हौजों में प्रतिकृत करते हैं। गरम मिश्रण में कई घंटे तक हवा प्रवाहित की जाती है। प्रतिक्रिया में जो मैंगनस हाइड्रॉक्साइड प्रवाहित होता है, उसका उपचयन होकर फिर मैंगनीज़ द्विऑक्साइड बन जाता है। यह चूने के योग से कैल्शियम मैंगनाइट देता है—

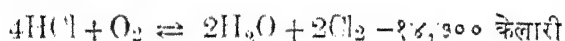


चूने और मँगनीज हाइड्रॉक्साइड का मिला हुआ यह कीचड़ फिर क्लोरीन बनाने के काम में आता है—



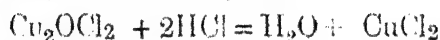
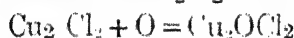
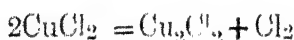
इस वेल्डन विधि में दोष यह है कि बहुत सा क्लोरीन कैल्सियम क्लोराइड और मँगनीज क्लोराइड बनाने में नष्ट हो जाता है।

डीकेन विधि (Deacon)—इस विधि में हवा और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड गैस का मिश्रण क्यूप्रिक क्लोराइड के ऊपर $400^\circ - 450^\circ$ तापक्रम पर प्रवाहित किया जाता है—



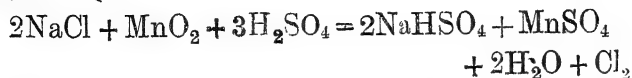
कारखानों में वस्तुतः पहले अतिशुद्ध हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में हवा मिला कर 220° लगभग तक गरम करते हैं। फिर इस मिश्रण को ऊर्ध्व-बेलनों में प्रवाहित करते हैं। इन बेलनों में मिट्टी और क्यूप्रिक क्लोराइड मिला कर बनाये गये गोले होते हैं। जब गैस-मिश्रण इन पर होकर प्रवाहित होता है, तो लगभग 60% हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड क्लोरीन में परिणत हो जाता है। शेष हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड पानी में प्रवाहित करके दूर कर लिया जाता है। (गरम पानी में क्लोरीन बहुत कम घुलता है, पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड अच्छी तरह घुल जाता है)।

प्रतिक्रियायें संभवतः निम्न प्रकार हैं—

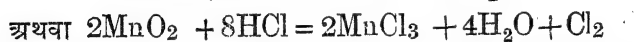
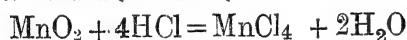


इस विधि द्वारा प्राप्त क्लोरीन गैस में 60 प्रतिशत नाइट्रोजन भी मिला होता है, अतः यह साधारणतया द्रवीभूत नहीं की जा सकती। इसका उपयोग विरंजनचूर्ण बनाने में ही किया जा सकता है, यह विधि काफी सस्ती है।

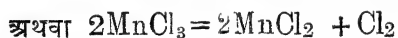
प्रयोगशाला की विधि—(१) प्रयोगशाला में नमक, सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और मैंगनीज ट्राइऑक्साइड तीनों के मिश्रण को गरम करके क्लोरीन बहुधा तैयार करते हैं—



(२) मैंगनीज ट्राइऑक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से भी इसे बना सकते हैं। यह प्रतिक्रिया दो श्रेणियों में होती है। बिना गरम किये पहले मैंगनीज चतुः या त्रिक्लोराइड बनता है—



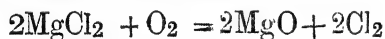
यह चतुःक्लोराइड अथवा त्रिक्लोराइड गरम करने पर मैंगनीस क्लोराइड देता है—



(३) पोटैशियम परमैंगनेट और हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से शुद्ध क्लोरीन बनता है। मिश्रण को गरम करने की आवश्यकता नहीं है। फ्लास्क में परमैंगनेट लो और थिसेल फनेल से हाइड्रोक्लोरिक एसिड डालते जाँचो। क्लोरीन गैस निकलती रहेगी।

(४) क्लिप-उपकरण में क्लोरीन बनानी हो तो ब्लीचिंग पाउडर (क्लोरीन चूर्ण) के ढोके लो, और हाइड्रोक्लोरिक एसिड से प्रतिक्रिया करो।

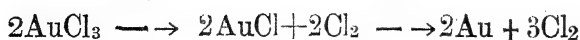
अन्य विधियाँ—(१) मैंगनीशियम क्लोराइड को हवा में गरम किया जाय तो क्लोरीन गैस निकलती है—



(२) सोने और प्लैटिनम के क्लोराइड भी गरम करने पर क्लोरीन देते हैं—

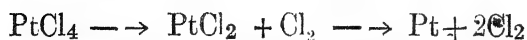
१७५°

१८०°

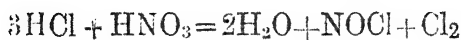


३७४°

५८५°

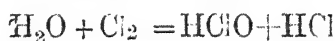


(३) अम्लराज (१ भाग नाइट्रिक एसिड और ४ भाग हाइड्रोक्लोरिक एसिड के मिश्रण को गरम करने पर भी क्लोरीन निकलता है—



क्लोरीन के गुण—यह हरे-पीले रंग की गैस है जिसमें तीक्ष्ण और दमघोंट गन्ध होती है। ५०००० भाग हवा में यदि १ भाग क्लोरीन का हो तो यह फेफड़ों पर घातक प्रभाव डालता है। सन् १६१४-१८ के महायुद्ध में इसका उपयोग विपैली गैस के रूप में होता था। इसका घनत्व भी ऊँचा है (हवा की अपेक्षा २.४६ गुना), अतः यह युद्ध के विशेष काम का है। प्रयोगशालाओं में इसे धूम वेरम (प्यूमिंग चैम्बर्स) में ही तैयार करना चाहिये।

क्लोरीन गैस प्रबल उपचायक है, और कीटाणुनाशक है। यह गुण संभवतः पानी के योग से हाइपोक्लोरम एसिड बनने के कारण हैं—



क्लोरीन गैस केवल दाब बढ़ा कर अथवा केवल ठंडा करके आसानी से द्रवीभूत की जा सकती है। द्रव क्लोरीन का रंग हरित-नील है, और इसका क्वथनांक- 33.6° है। जैसा कहा जा चुका है, इस्पात के बेलनों में भर कर द्रव क्लोरीन बेचा जाता है, क्योंकि इस्पात पर शुष्क क्लोरीन का असर नहीं होता।

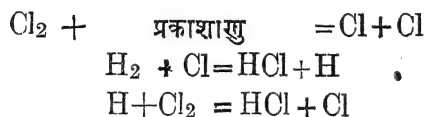
१ आयतन पानी में 1.0° पर क्लोरीन के २.३७ आयतन विलेय हैं, और 0° पर ३.०४ आयतन। क्लोरीन के इस विलयन को साधारणतः “क्लोरीन जल” कहा जाता है। इस जल में क्लोरीन की सी गन्ध और स्वाद होता है। क्लोरीन कार्बन चतुःक्लोराइड में अच्छी तरह विलेय है और अनेक प्रयोगों में इस विलयन का उपयोग होता है।

क्लोरीन क्रियाशील तत्त्व है। यद्यपि यह ऑक्सीजन, नाइट्रोजन और कार्बन से सीधे संयुक्त नहीं होता, पर फिर भी अनेक अन्य अधातु तत्वों से इसका योग होता है। निम्न अधातु तत्व इसके साथ सीधे संयुक्त होकर क्लोराइड बनाते हैं—हाइड्रोजन, बोरन, सिलिकन, आर्सेनिक, गन्धक, फॉस्फोरस, फ्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन आदि। गन्धक, फॉस्फोरस और आर्सेनिक तो ईसमें उग्रता के साथ जलते हैं। हाइड्रोजन और फ्लोरीन की प्रतिक्रिया प्रकाश से उत्प्रेरित होती है। धूप में या जलते हुये मैग्नीशियम की रोशनी में यह प्रतिक्रिया विस्फोट के साथ होती है।

धुंधली रोशनी में कई घंटे तक हाइड्रोजन और क्लोरीन में प्रतिक्रिया आरम्भ नहीं होती, फिर धीरे-धीरे प्रतिक्रिया आरम्भ होकर तब तक चलती है जब तक क्लोरीन समाप्त न हो जाय। जितने काल तक प्रतिक्रिया नहीं

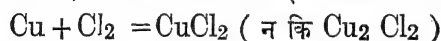
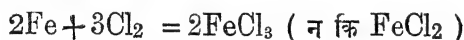
होती उसे “आवेश काल” (induction period) कहते हैं। यह प्रतिक्रिया क्यों नहीं होती? कुछ लोगों की यह धारणा है कि नाइट्रोजन त्रिक्लोराइड (जो क्लोरीन और नाइट्रोजन या अमोनिया से बहुधा कहीं से मिला रह जाता है) इस प्रतिक्रिया को रोकता रहता है। कुछ समय के बाद रोशनी में यह त्रिक्लोराइड विभक्त हो जाता है, और तब प्रतिक्रिया आरंभ होती है।

नर्न्स्ट (Nernst) के अनुसार हाइड्रोजन और क्लोरीन में प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होती है—

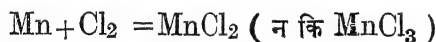


इस प्रकार प्रतिक्रिया की शृंखलायें चलती रहती हैं।

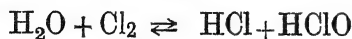
सभी धातुओं पर क्लोरीन का प्रभाव पड़ता है। निम्न धातुयें तो क्लोरीन गैस में जलती हैं—एंटिमनी, ताँबा, बंग, सीसा, लोहा, चारतत्त्व, पार्थिव चार तत्व, जस्ता और मैगनीशियम। जिन धातुओं के कई क्लोराइड बनते हैं, उनके क्लोरीन के योग से बहुधा वे क्लोराइड बनते हैं, जिनमें अधिकतम संयोज्यता व्यक्त होती हो—



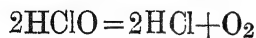
परन्तु जिन तत्वों के उच्चतम संयोज्यता वाले क्लोराइड अस्थायी होते हैं, उनके निम्नतर क्लोराइड ही बनते हैं—



क्लोरीन और पानी के योग से हाइपोक्लोरोस एसिड बनता है, जो क्लोरीन-जल में सदा विद्यमान रहता है—



यह हाइपोक्लोरोस एसिड धूप में विभक्त होकर ऑक्सीजन देता है—

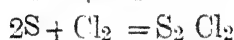
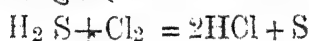


यदि क्लोरीन जल को ०° तक ठंढा किया जाय तो हलके पीले रंगे प्रात होते हैं, जो क्लोरीन हाइड्रेट के हैं। इन हाइड्रेटों की रचना विभिन्न है— $\text{Cl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{Cl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, या $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$,

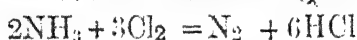
इन रवों को हलके से गरम करने पर क्लोरीन गैस निकलती है। फैरेडे (Faraday) ने क्लोरीन हाइड्रेट के रवों को V के समान मुड़ी हुई दोनों सिरों पर बन्द नली में गरम किया। नली के एक सिरे को उसने बर्फ में रक्खा। उसने देखा कि गरम होने पर जो क्लोरीन निकला, बन्द होने पर उसका दाब इतना अधिक था, कि यह ०° पर ही द्रवीभूत हो गया। यह द्रव क्लोरीन तेल के समान प्रगट हुआ।

क्लोरीन के संयन्ध में निम्न उपचयन प्रतिक्रियायें उल्लेखनीय हैं—

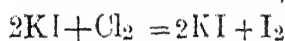
(१) हाइड्रोजन सल्फाइड पहले तो गन्धक देता है। यह गन्धक बाद को क्लोरीन से युक्त होकर गन्धक क्लोराइड देता है—



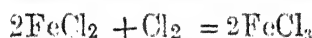
(२) अमोनिया के उपचयन से नाइट्रोजन बनता है—



(३) क्लोरीन ब्रोमाइड और आयोडाइड में से ब्रोमीन और आयोडीन मुक्त कर देता है—



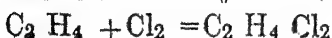
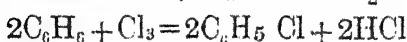
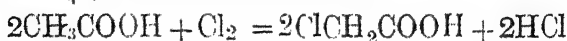
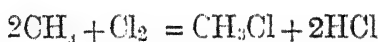
(४) क्लोरीन फेरस लवणों को फेरिक में परिणत कर देता है—



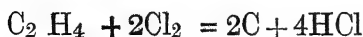
(५) क्लोरीन सल्फाइडों को सल्फेटों में परिणत कर देता है—



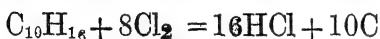
अन्य प्रतिक्रियायें—कार्बनिक रसायन में क्लोरीन के योग से अनेक प्रतिक्रियायें होती हैं जैसे—



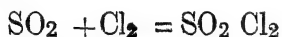
एथिलीन (१ आयतन) और क्लोरीन (२ आयतन) के मिश्रण , को जलाने पर कार्बन बनता है और हाइड्रोक्लोरिक एसिड । मिश्रण की ज्वाला का रंग लाल होता है—



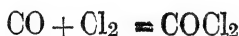
गरम गरम तारपीन के तेल से कागज भिगो कर क्लोरीन गैस में डाला जाय तो यह जल उठेगा । कार्बन के धुएँ के काले बादल उठेंगे—



गन्धक द्विऑक्साइड और क्लोरीन के योग से सलफ्यूरिल क्लोराइड बनता है—



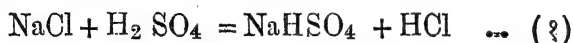
कार्बन एक्वाक्साइड और क्लोरीन के योग से फॉसजीन, $COCl_2$, बनता है—



ये दोनों प्रतिक्रियायें जान्तव-कोयले की उपस्थिति में आसानी से होती हैं ।

हाइड्रोजन क्लोराइड या हाइड्रोक्लोरिक एसिड, HCl —म्यूरियेटिक एसिड के तैयार करने का इतिहास तो क्लोरीन के आरंभ में दिया जा चुका है । कहा जाता है कि सन् १७२७ में स्टेफन हेल्स (Stephen Hales) ने इसे सलफ्यूरिक एसिड और नमक के योग से तैयार किया था । प्रीस्टले ने १७७२ में इसका नाम “मेराइन एसिड एयर” रक्खा । हम इसे अब हाइड्रोजन क्लोराइड, हाइड्रोक्लोरिक एसिड या नमक का तेज़ाब कहते हैं ।

लवण रोटिका (सॉल्ट केक) या Na_2SO_4 के व्यापार में हाइड्रोक्लोरिक एसिड गौण पदार्थ है । प्रतिक्रियायें निम्न प्रकार हैं—



जब से सोडा के व्यापार के लिये विद्युत् विच्छेदन विधि या अमोनिया सोडा विधि चली है, लीब्लांक विधि का प्रचार कम हो गया है ।

हाइड्रोक्लोरिक एसिड व्यापारिक मात्रा में तैयार करने के लिये भी ऊपर दी गयी दोनों प्रतिक्रियाओं का उपयोग किया जाता है । पहली प्रतिक्रिया नीचे तापक्रम पर होती है । मोटे लोहे के बने छिछले कड़ाहे में साधारण नमक भरा जाता है । एक नल द्वारा इसमें सलफ्यूरिक एसिड की मात्रा इस

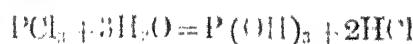
विनियोग में मिलाया जाती है कि प्रतिक्रिया द्वारा सब नमक सामान्य सोडियम सल्फेट में परिणत हो जाय। विनियोग मार्ग से निकली हुई गैसों द्वारा यह कड़ाया नमक किया जाता है। इस स्थल पर प्रतिक्रिया में केवल सोडियम ऐसिड सल्फेट, NaHSO_4 , ही बनता है। जो ऐसिड बना उसकी वाष्पें एक नम ड्रिप पानी के बीज में पहुँचायी जाती हैं जहाँ हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड विलयन तैयार होता है।

अब जो शोधन ताल सोडियम ऐसिड सल्फेट और नमक का रहा, उसे पकड़ने में स्त्रोफ और मूल्य कर एक विशेष भट्टी (Muffle) में रखते हैं। यहाँ तापक्रम 450° से ऊपर रखा जाता है। इस स्थल पर सामान्य सोडियम सल्फेट बनता है और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड नमक द्वारा पानी में शोषण के लिये विशेष शोषक स्तम्भों में भेजा जाता है। इन स्तम्भों में ऊपर से नीचे की ओर पानी बगवता रहता है। ऐसिड वाष्पें इस पानी में घुल कर संतृप्त विनियोग देती हैं। कुछ कारखानों में शोषण के लिये अन्य विधान भी हैं। कहीं कहीं 20 से 40 नमक बायक पावों की एक श्रृंखला होती है। हाइड्रोक्लोरिक गैसों में और एक गिरे में भीतर दमती है, और दूसरे दूसरे गिरे में पानी भीतर अवशोषित होता है। इस प्रकार लगभग समस्त गैस का पानी में शोषण हो जाता है, और विलयन तथा संभव कभी-कभी तैयार होता है।

व्यापार के सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में बहुधा 32 प्रतिशत हाइड्रोजन क्लोराइड होता है।

हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड तैयार करने की अन्य विधियाँ—(१) प्रयोगशाला में यदि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड गैस तैयार करना हो तो एक पल्लिष (प्लास्क) में सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड लो। थिसेल्फनेल द्वारा इसमें सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड छोटने पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड गैस बायक नली द्वारा निकलेगी।

(२) फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड के अविच्छेदन से भी हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड बनता है—



(३) फॉस्फोरस त्रिक्लोराइड और पानी के योग से भी यह ऐसिड बनता है—



ऐसिड के गुण—हाइड्रोजन क्लोराइड नीरंग गैस है जो हवा में धूम देता है। यह धूम पानी और ऐसिड वाष्प के योग से बनता है। पानी की अपेक्षा पानी में ऐसिड का विलयन कम वाष्पवान् है, इसीलिये ऐसिड और पानी की वाष्पों के योग के यह धूम बनता है।

इस ऐसिड गैस में तीक्ष्ण गन्ध और खट्टा स्वाद होता है। यह गैस विषैली है, पर क्लोरीन की अपेक्षा बहुत कम। इसका सान्द्र विलयन भी विषैला और त्वचा के प्रति घातक है। पर ऐसिड के इनके विलयन हान नहीं पहुँचाते। आमाशय के रसों में ०.४ प्रतिशत हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड का विलयन सदा विद्यमान रहता है।

हाइड्रोजन क्लोराइड गैस हवा की अपेक्षा १.२६ गुना भारी है। दाब के भीतर ठंडा करके यह गैस द्रवीभूत भी की जा सकती है। द्रव का कथनांक -८५° है।

यह गैस पानी में बहुत विलेय है। साधारण सान्द्र ऐसिड (३२%) का घनत्व १.१६ है। यह १ आयतन जल में १५° पर २.७ आयतन गैस का विलयन है। धूमवान् हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड की सान्द्रता ३१.१ प्रतिशत है, इसका घनत्व १.२०० है। इसके कुछ विलयनों का घनत्व नीचे दिया जाता है (तापक्रम १५°)—

घनत्व	सान्द्रता HCl प्रतिशत	घनत्व	सान्द्रता HCl प्रतिशत
१.०४६१	१०	१.१४६०	२६.३५
१.०७८४	१५.८४	१.१६६६	३२.३६
१.१०१४	२०.२६	१.१६०१	३७.२३
१.१२७१	२५.१८	१.२००२	३६.१५

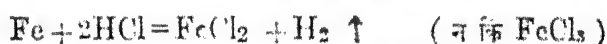
यदि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के सान्द्र विलयन को गरम करें तो वाष्प में हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और पानी के अनुपात की संख्या विलयन के अनुपात की संख्या से अधिक होगी। अतः विलयन गरम करने पर धीरे धीरे सापेक्षतः कम सान्द्र पड़ता जायगा। जब विलयन में केवल २.५२४ प्रतिशत हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड रह जायगा, तो फिर और गरम करने पर ऐसिड की यह प्रतिशतता कम न हो पावेगी। इसका अभिप्राय यह है, कि ऐसिड और पानी का जो अनुपात विलयन में है, वही अनुपात इस समय वाष्प में भी है।

इसी प्रकार यदि हलके विलयन को गरम किया जाय, वाष्प में पानी की मात्रा अधिक होगी, और विलयन में ऐसिड की प्रतिशतता धीरे धीरे बढ़ती जायगी। इसी समय भी जब ऐसिड की प्रतिशतता २०-२४ आजाये, तो विलयन को और गरम करके यह प्रतिशतता अब बढ़ायी नहीं जा सकती है। २०-२४ प्रतिशतता का मिश्रण ११०° पर उबलता है। इसे स्थिर कथनांक का मिश्रण या समक्याथी मिश्रण कहते हैं।

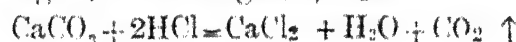
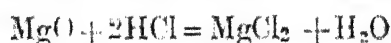
दाब बढ़ाने पर स्थिर कथनांक मिश्रण में ऐसिड का अनुपात कुछ कम हो जाता है जैसा कि निम्न अंकों से स्पष्ट है—

दाब (मि० मी०)	५०	७००	७६०	८००	१८००
स्थिर कथ० मिश्रण में	२३.२	२०.४	२०.२४	२०.२	१८.७
ऐसिड की प्रतिशतता					

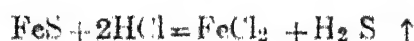
हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड प्रबल अम्ल है। N/१० विलयन में यह ६५ के प्रतिशत के लगभग आयनों में विभाजित होता है। यह धातु से प्रतिक्रिया करके क्लोराइड देता है। लगभग प्रत्येक धातु गरम करने पर हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड से प्रभावित हो जाती है। इस ऐसिड का ठंडा विलयन ही अनेक धातुओं के साथ प्रतिक्रिया करता है। सोना, चांदी, पारा और प्लैटिनम समूह के तत्वों पर इसका असर नहीं होता। ताँबे पर असर हवा की उपस्थिति में ही होता है। अधिकतर निम्नतम संयोज्यता वाले यौगिक ही धातु और हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से बनते हैं, और हाइड्रोजन निकलता है—



ग्रान्माइड या कार्बोनेटों के योग से भी यह ऐसिड क्लोराइड देता है—



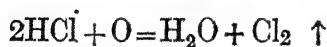
अधिकांश सल्फाइडों के साथ यह हाइड्रोजन सल्फाइड मुक्त कर देता है—



इसी प्रकार सल्फाइटों के योग से गन्धक द्विआक्साइड देता है—



उपचायक पदार्थों के साथ यह ऐसिड क्लोरीन गैस देता है। इन प्रतिक्रियाओं का उल्लेख क्लोरीन बनाने में किया जा चुका है—



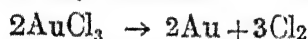
जैसे



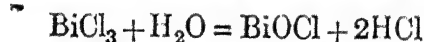
क्लोराइड—हाइड्रोक्लोरिक एसिड के लवणों को क्लोराइड कहते हैं। ये धातु और क्लोरीन के योग से, अथवा हाइड्रोक्लोरिक एसिड और ऑक्साइड, अथवा हाइड्रोक्साइड अथवा कार्बोनेटों के योग से बहुधा बनाये जाते हैं।

अधिकांश क्लोराइड पानी में विलेय हैं। केवल Hg_2Cl_2 , Cu_2Cl_2 , AgCl , TlCl और AuCl पानी में विलेय हैं। ये भारी धातुओं के एक-संयोज्यता वाले क्लोराइड हैं। लेड क्लोराइड और पैलेडस क्लोराइड सापेक्षतः कम विलेय हैं। हाइड्रोक्लोरिक एसिड की उपस्थिति में यह विलेयता और कम हो जाती है।

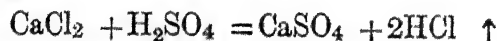
चाँदी, सोने और प्लैटिनम के क्लोराइडों को छोड़ कर शेष लगभग सभी धातुओं के क्लोराइड गरम करने पर भी स्थायी रहते हैं—



कुछ धातुओं के क्लोराइड पानी के साथ विभक्त होकर ऑक्सिक्लोराइड देते हैं। इनमें से बंग, एंटीमनी और बिसमथ के उल्लेखनीय हैं—

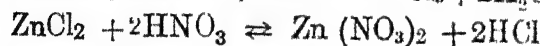
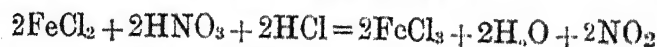


मरक्यूरिक क्लोराइड को छोड़ कर लगभग सभी क्लोराइड सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम किये जाने पर सल्फेट और हाइड्रोक्लोरिक एसिड देते हैं।

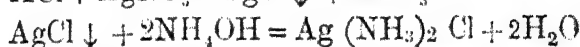


(अविलेय रजत क्लोराइड के साथ प्रतिक्रिया कम होती है)।

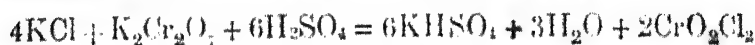
नाइट्रिक एसिड के योग से क्लोराइड बहुधा नाइट्रेटों में भी परिणत हो जाते हैं, और अस क्लोराइड-इक भी हो जाते हैं—



सभी विलेय क्लोराइडों के विलयन सिल्वर नाइट्रेट के साथ सिल्वर क्लोराइड का सफेद अवक्षेप देते हैं जो नाइट्रिक एसिड में अविलेय पर अमोनिया के विलयन में विलेय है—



क्लोराइड पोटैसियम दिक्रोमेट और सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड के साथ गरम किये जाने पर क्रोमिल क्लोराइड की लाल वाष्पें देते हैं—



क्लोरीन के ऑक्साइड—क्लोरीन के साधारणतः ६ ऑक्साइड ज्ञात हैं पर इनमें से क्लोरीन ट्राइऑक्साइड ही अधिक आसानी से मिलता है।

ऑक्सि-ऐसिड

क्लोरीन एक्सीक्साइड	Cl_2O	हाइपोक्लोस HOCl
क्लोरीन डिऑक्साइड	ClO_2	क्लोस + क्लोरिक HClO_2 + HClO_3
क्लोरीन त्रिऑक्साइड	ClO_3	—
क्लोरीन पद ऑक्साइड	Cl_2O_6	—
क्लोरीन समौक्साइड	Cl_2O_7	परक्लोरिक HClO_4
क्लोरीन चतुःऑक्साइड	$(\text{ClO}_4)_2$	—

क्लोरीन ऑक्साइडों के ये नाम कुछ अनियमित हैं।

क्लोरीन एक्सीक्साइड, Cl_2O —(१) सान्द्र हाइपोक्लोस ऐसिड को क्षीण दाब में स्रवित करके यह बनाया जा सकता है—

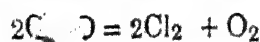


(२) पारे के पीले अवक्षिप्त ऑक्साइड को $300^\circ - 400^\circ$ तक गरम कर लिया जाय और फिर इसे ठंडा करके ठंडी नली में क्लोरीन गैस के संपर्क में लाया जाय, तो क्लोरीन एक्सीक्साइड बनेगा—



हिमीकरण मिश्रण में रख कर यह एक्सीक्साइड द्रवीभूत किया जा सकता है। नारंगी रंग के द्रव का क्वथनांक 37° है। गैस अवस्था में इसका रंग भूरा-पीला होता है। यह गैस काफी भारी है।

गरम करने पर क्लोरीन एक्सीक्साइड आसानी से विस्फुटित होता है। विस्फोट पर २ आयतन क्लोरीन और १ आयतन ऑक्सीजन निकलता है—

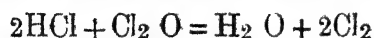


यह पानी के योग से नारंगी रंग का हाइपोक्लोरस एसिड विलयन देता है—

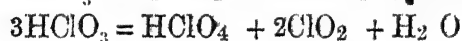
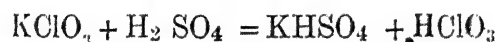


अतः इसे हाइपोक्लोरस एसिड का एनहाइड्राइड (अनुद) मानना चाहिये।

हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से क्लोरीन एक्वासाइड क्लोरीन देता है—

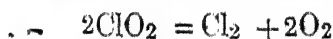


क्लोरीन द्विऑक्साइड, ClO_2 — सन् १८१५ में डेवी (Davy) ने इसे सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड और पोटैसियम क्लोरेट के योग से तैयार किया था। प्रतिक्रिया में पहले तो क्लोरिक एसिड बनता है, जो बाद को परक्लोरिक एसिड और क्लोरीन द्विऑक्साइड देता है—



इस गैस को इकट्ठा करने का कभी प्रयत्न नहीं करना चाहिये। एक परखनली से अधिक आयतन की बनानी भी नहीं चाहिये, क्योंकि थोड़ी सी ही गरमी से यह गैस प्रबल विस्फोट देती है।

विस्फोट होने पर इस गैस के दो आयतन से तीन आयतन गैस का मिश्रण बनता है, जिसमें दो आयतन ऑक्सीजन और एक आयतन क्लोरीन होते हैं—

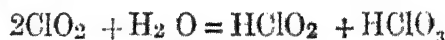


एक गिलास पानी में थोड़ा सा पोटैसियम क्लोरेट लो, और पानी में दो तीन फॉस्फोरस के छोटे छोटे टुकड़े छोड़ दो। थिसेलफनेल की सहायता से पोटैसियम क्लोरेट के ठीक ऊपर सावधानी से २-३ C.C. सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ो। क्लोरीन द्विऑक्साइड गैस बनेगी। इसके बुदबुदे जैसे ही फॉस्फोरस के संपर्क में आयेंगे, प्रकाश की चिनगारी निकलेगी। यह हलके विस्फोट निरापद हैं।

क्लोरीन द्विऑक्साइड भूरे-हरे रंग की गैस है। इसकी गन्ध क्लोरीन की गन्ध से मिलती जुलती है। ०° तक ठंढी की जाने पर यह द्रव हो जाती है। द्रव द्विऑक्साइड का क्वथनांक ६° है। ५०° तक गरम किये जाने पर इसमें विस्फोट होता है।

यह द्विऑक्साइड प्रबल उपचायक है। शक्कर इसके संपर्क पर जल उठती है। शक्कर और पोटैसियम क्लोरेट के मिश्रण पर सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड (१ बूँद) डालने पर आग निकलती है।

क्लोरीन द्विऑक्साइड पानी में घुल कर क्लोरस और क्लोरिक एसिड दोनों देता है—



अतः यह दोनों एसिडों के मिश्रण का अनुद है।

द्वारों के विलयन के योग से यह क्लोराइट और क्लोरेट देता है—



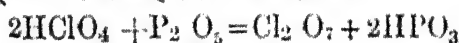
क्लोरीन त्रिऑक्साइड, ClO_3 और पट्ऑक्साइड, Cl_2O_6 —क्लोरीन द्विऑक्साइड और ओज़ोन की 0° पर प्रतिक्रिया से क्लोरीन त्रिऑक्साइड बनता है। यह लाल रंग का द्रव है जिसका द्रवणांक -1° है। घनत्व 1.65 ।

क्लोरीन द्विऑक्साइड की प्रकाश में रखने पर भी त्रिऑक्साइड बनता है। द्रव ऑक्साइड का सूत्र Cl_2O_6 है, पर गैस का वाष्प घनत्व ClO_3 के अधिक अनुकूल है।

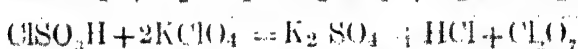
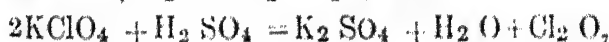
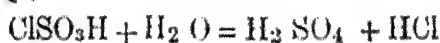
पानी के योग से यह ऑक्साइड क्लोरिक और परक्लोरिक एसिड देता है—



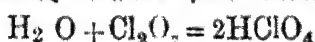
क्लोरीन सप्तऑक्साइड, Cl_2O_7 —फॉस्फोरस पंचऑक्साइड और परक्लोरिक एसिड के योग से यह बनता है जैसा कि माइकेल (Michael) और कोन (Conn) ने सन् १९०० में देखा था।



क्लोरोसल्फोनिक एसिड और पोटैशियम परक्लोरेट की प्रतिक्रिया से भी यह बनता है।

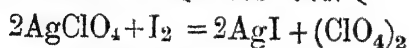


यह नीरंग तेल सा द्रव है। यह अस्थायी है, और विस्फोट के साथ विभक्त होता है। शून्य में खण्ण करके यह शुद्ध रूप में मिल सकता है। पानी के साथ यह परक्लोरिक एसिड बनाता है—



कागज़, लकड़ी या गन्धक पर इसे डाल दें तो विस्फोट नहीं होता। इस बात में यह द्विऑक्साइड से भिन्न है।

क्लोरीन चतुः ऑक्साइड, $(\text{ClO}_4)_x$ —ईथर में रजत परक्लोरेट और आयोडीन की प्रतिक्रिया से यह संभवतः बनता है—

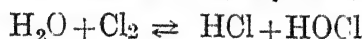


यह शुद्ध रूप में नहीं प्राप्त किया जा सका।

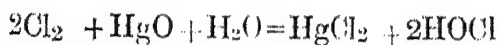
क्लोरीन के ऑक्सिऐसिड—क्लोरीन के चार ऑक्सिऐसिड प्रसिद्ध हैं—

हाइपोक्लोरस ऐसिड	HOCl
क्लोरस ऐसिड	HClO_2
क्लोरिक ऐसिड	HClO_3
परक्लोरिक ऐसिड	HClO_4

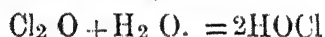
हाइपोक्लोरस ऐसिड, HClO —यह ऐसिड केवल विलयन में पाया जाता है। क्लोरीन-जल में भी यह थोड़ा सा विद्यमान रहता है—



क्लोरीन जल को मरक्यूरिक ऑक्साइड (पीले अवक्षिप्त) के साथ हिलाने पर भी यह विलयन में मिलता है—



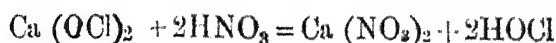
विलयन में से स्रवित करने पर इसका अनुद, Cl_2O , मिलता है जिसका उल्लेख पीछे किया जा चुका है। यह अनुद पानी के योग से फिर हाइपोक्लोरस ऐसिड देता है—



हाइपोक्लोरस ऐसिड विरंजन चूर्ण, CaOCl_2 , द्वारा आसानी से बन सकता है। विरंजन चूर्ण पानी में घुल कर कैल्सियम क्लोराइड और हाइपोक्लोराइट देता है—



इसके विलयन में ५ % नाइट्रिक ऐसिड की यदि गणित मात्रा धीरे धीरे डालें, और विलयन को टारते जावें, तो हाइपोक्लोरस ऐसिड मुक्त हो जावेगा।



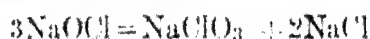
हाइपोक्लोरस ऐसिड का विलयन पीले रंग का होता है। इसमें क्लोरीन की सी गन्ध होती है। यह कीटाणुनाशक है। यह उपचोयक पदार्थ है।

इसके लवण हाइपोक्लोराइट कहलाते हैं। कास्टिक सोडा के हलके

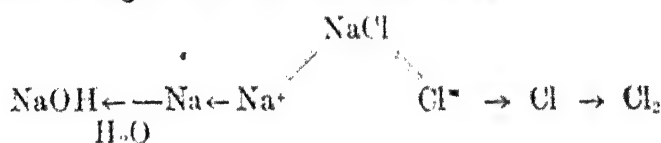
ठंडे विलयन में क्लोरीन प्रवाहित करने पर सोडियम क्लोराइड और सोडियम हाइपोक्लोराइट का मिश्रण मिलता है—



यह विलयन गरम करके गाढ़ा नहीं किया जा सकता क्योंकि ऐसा करने पर यह क्लोरेट देता है।



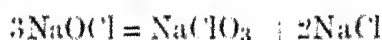
सोडियम हाइपोक्लोराइट के हल्के विलयन आज कल सोडियम क्लोराइड विलयन के विद्युत् विच्छेदन द्वारा तैयार किये जाते हैं—



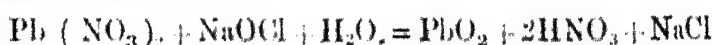
विद्युत् विच्छेदन द्वारा कास्टिक सोडा और क्लोरीन दोनों बनते हैं, और ये परस्पर प्रतिक्रित होकर सोडियम हाइपोक्लोराइट देते हैं। इस क्रिया से २७% से अधिक सांद्रता का हाइपोक्लोराइट विलयन नहीं बनाया जा सकता।

कृत्रिम रेशम बनाने के लिये लकड़ी की जो लुगदी तैयार की जाती है उसे नीरंग करने में सोडियम हाइपोक्लोराइट का उपयोग किया जाता है।

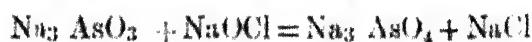
हाइपोक्लोराइट के विलयन गरम करने पर सोडियम क्लोरेट और सोडियम क्लोराइड में विभक्त हो जाते हैं—



हाइपोक्लोराइट भी उपचायक पदार्थ हैं। ये सीस लवणों को लोड परोक्साइड में परिणत कर देते हैं—



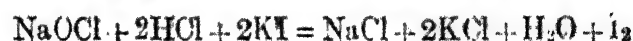
ये आर्सेनाइट को आर्सेनेट में उपचित करते हैं—



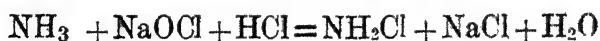
हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से ये क्लोरीन देते हैं—



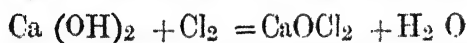
पोटैशियम आयोडाइड के आम्ल विजयन में से ये आयोडीन मुक्त कराते हैं—



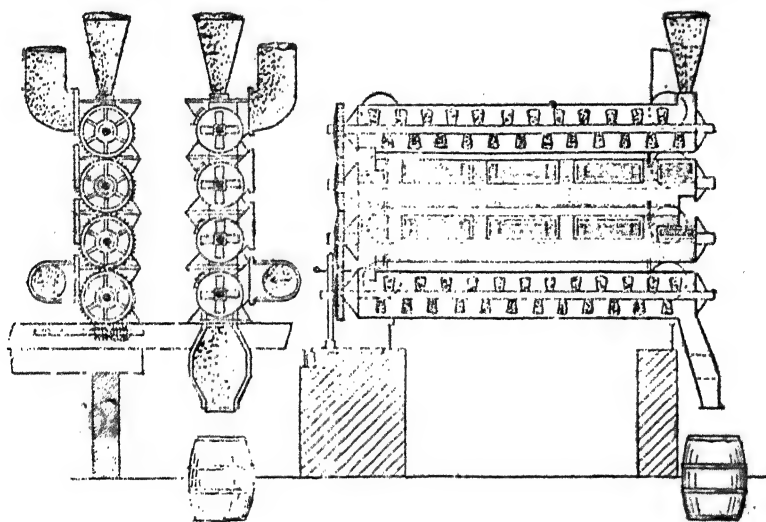
अमोनिया के साथ ये क्लोरेमिन, $\text{NH}_2 \text{Cl}$, देते हैं—



विरंजन चूर्ण, या ब्लीचिंग पाउडर (रङ्ग विनाशक चूर्ण), CaOCl_2 —
—बुके हुये चूने और क्लोरीन के योग से यह विरंजन चूर्ण तैयार होता है—



प्रतिक्रिया में जो पानी बनता है, वह भी चूर्ण में शोषित रहता है।



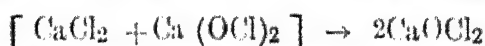
चित्र १२७—विरंजन चूर्ण बनाना

व्यापारिक मात्रा में विरंजन-चूर्ण बनाने की विधि इस प्रकार है। कंकरीट पत्थर की मेहराबदार मीनार बनाते हैं। इस मीनार में थोड़ी थोड़ी ऊँचाई पर छूते होती हैं। मीनार की ऊपरी मंजिल के फर्श पर बुझा चूना बिछा होता है। ऐसा प्रबंध होता है कि यह चूना मशीन द्वारा क्लोरीन का शोषण करता हुआ क्रमशः नीचे के फर्श पर लाया जाता है। क्लोरीन नीचे से ऊपर को मीनार में चढ़ता है। सब से निचले फर्श पर जब तक चूना आ पाता है, यह पूर्णतः विरंजन-चूर्ण बन जाता है।

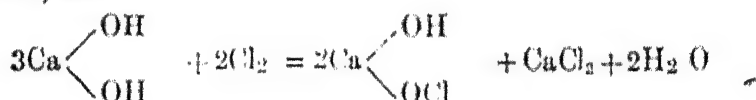
किसी किसी कारखाने में सीसे के बने बन्द कोष्ठों में विरंजन चूर्ण तैयार किया जाता है। कोष्ठ में हलका क्लोरीन प्रविष्ट कराते हैं। पहले तो

तेजी से क्लोरीन का शोषण होता है पर बाद को प्रतिक्रिया धीमी पड़ जाती है। लकड़ी के फड़ुड़े से चूने को अब उलट पुलट देते हैं, और फिर कुछ देर क्लोरीन का शोषण होने देते हैं। १२-१४ घंटे में चूना अपनी शक्तिभर क्लोरीन शोषण कर लेता है। बहुधा इस विधि से तैयार किये गये विरंजन चूर्ण में ३५ प्रतिशत के लगभग क्लोरीन होता है ($\text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$) में ४६ प्रतिशत क्लोरीन होना चाहिये)। थोड़ा सा चूना मुक्त रूप में भी रहता है।

विरंजन चूर्ण का संगठन—विरंजन चूर्ण का संगठन संदिग्ध है। बहुत दिनों हुये, इसे चूने, CaO , का क्लोराइड, CaOCl_2 , मानते थे। सन् १८३५ में बैलर्ड (Balard) ने यह विचार प्रस्तुत किया कि यह चूर्ण कैल्सियम हाइपोक्लोराइट और कैल्सियम क्लोराइड का समतुल्य मिश्रण है—



बाज़ार के विरंजन चूर्ण में कुछ न कुछ मुक्त चूना अवश्य होता है। इस आधार पर स्टालस्मिड (Stahlschmidt) ने इसका सूत्र $\text{Ca}(\text{OH})\cdot(\text{OCl})$ माना—

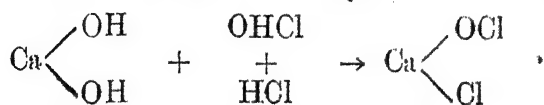


बाद को यह देखा गया कि विरंजन-चूर्ण में मुक्त चूना, CaO , होना आवश्यक नहीं है। मुक्त चूना तो इसलिये रह जाता है कि कठोर पपड़ी के भीतर कहीं कहीं पर क्लोरीन का प्रवेश नहीं हो पाता। संभवतः वास्तविक प्रतिक्रिया निम्न हो—



बैलर्ड के सूत्र, $\text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{OCl})_2$, के अनुसार विरंजन चूर्ण में पहले से ही मुक्त क्लोराइड आयन काफी होनी चाहिये। पर यदि विरंजन चूर्ण में धीरे धीरे थोड़ा थोड़ा पानी डालें, और देखें कि पानी में कितनी क्लोराइड आयन आयी, तो पता चलता है कि मूल विरंजन चूर्ण में क्लोराइड आयन बहुत ही कम है। यही नहीं, यदि विरंजन चूर्ण को एल्कोहल के साथ खलभरकाया जाय, तो इसमें बहुत कम ही कैल्सियम क्लोराइड घुला मिलता है (कैल्सियम क्लोराइड एल्कोहल में विलेय है)। इससे भी स्पष्ट है कि बैलर्ड का सूत्र ठीक नहीं है (विरंजन चूर्ण में कैल्सियम क्लोराइड नहीं है)।

औडलिंग (Odling) का सूत्र अधिक ठीक जँचता है। इस सूत्र में विरंजन चूर्ण को एक मिश्रित लवण, $\text{Ca} \begin{matrix} \text{OCl} \\ \text{Cl} \end{matrix}$ माना गया है—



अर्थात् यह कैल्सियम क्लोरोहाइपोक्लोराइट है, अर्थात् एक ही अणु का आधा भाग हाइपोक्लोरोस ऐसिड का कैल्सियम लवण, और शेष आधा हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड का कैल्सियम लवण है।

स्टालश्मिट के सूत्र, $\text{Ca} (\text{OH}) (\text{OCl})$, में कठिनाई यह है, कि इस सूत्र के आधार पर विरंजन चूर्ण में अधिक से अधिक ३३ प्रतिशत क्लोरीन हो सकता है, पर वस्तुतः ४८-७४ प्रतिशत तक प्राप्य क्लोरीन वाला विरंजन-चूर्ण तैयार किया जा चुका है।

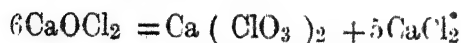
सन् १८३३ में ओ'शीआ (O'shea) ने वेलर्ड, स्टालश्मिट और औडलिंग के सूत्रों की निम्न प्रकार मीमांसा की। उसने पहले विरंजन चूर्ण में से एल्कोहल की सहायता से मुक्त कैल्सियम क्लोराइड दूर कर दिया। अब जो चूर्ण बचा उसमें उसने (१) पूर्ण चूना, CaO ; (२) पूर्ण क्लोरीन, और (३) हाइपोक्लोराइट के सूत्र में क्लोरीन, इन तीनों मात्राओं को मालूम किया। उसे निम्न निष्पत्तियाँ मिलीं—

$$\frac{\text{चूना}}{\text{पूर्ण क्लोरान}} = ३ : \frac{\text{चूना}}{\text{हाइपोक्लोराइट क्लोरीन}} = ३$$

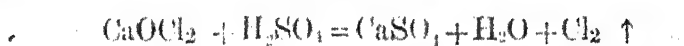
$$\frac{\text{हाइपोक्लोराइट क्लोरीन}}{\text{पूर्ण क्लोरान}} = ३$$

ये निष्पत्तियाँ केवल औडलिंग सूत्र के अनुसार ठीक ठहरती हैं। अन्यो के अनुसार नहीं।

विरंजन चूर्ण के गुण—यह श्वेत ठोस पदार्थ है जिसमें क्लोरीन की सी गन्ध है। वह ठंडे पानी में विलेय है, पर चूने की तलछट बिना धुली रह जाती है। इसके विलयन को उबाला जाय तो कैल्सियम क्लोरेट और कैल्सियम क्लोराइड बनता है—



ऐसिड के योग होने पर विरंजन चूर्ण क्लोरीन देता है—



वायु के कार्बन डिऑक्साइड के योग से भी यह क्लोरीन मुक्त करता है—

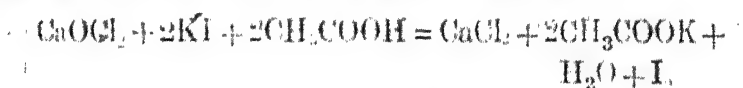


यह प्रबल उपचायक पदार्थ है जैसा कि निम्न निष्पत्तियों से स्पष्ट है—



इसका एक अणु उदात्तजन प्रतिक्रियाओं में १ अक्सीजन (भार = १६) देता है, जो २ क्लोरीन परमाणुओं (भार २१) के बराबर है।

यदि विरंजन चूर्ण को पोटैशियम आयोडाइड विलयन में (ऐसीटिक एसिड की उपस्थिति में) छोड़ा जाय तो आयोडीन मुक्त होगा—



प्रतिक्रिया में जो आयोडीन मुक्त होता है उसका अनुमापन हाइपो के विलयन में किया जा सकता है—



इसके आधार पर विरंजन चूर्ण का “प्राप्य-क्लोरीन” मापलूम किया जा सकता है। “प्राप्य-क्लोरीन” का अर्थ यह है कि अम्ल चूर्ण में से कितने प्रतिशत उपचायक अक्सीजन अथवा क्लोरीन प्राप्त हो सकता है।

विरंजन या रंग उद्घात— रंग में जो सेल्यूलोज है वह काफी स्थायी यौगिक है। इसके रंग को हम विरंजन चूर्ण या हाइपोक्लोराइट से साफ कर सकते हैं। पर ऊन या रेशम में प्रोटीन, ऐमिनो एसिड आदि अन्य यौगिक भी होते हैं जिन पर हाइपोक्लोराइटों का घातक प्रभाव पड़ता है अतः इनका रंग सल्फ्यूरस एसिड या सोडियम थायोसल्फेट से उड़ाया जाता है। ये रंग का आन्वयन करते हैं। (हाइपोक्लोराइट रंगों का उपचायन द्वारा उड़ाता है)। ऊन का रंग इसके सोडियम परीक्साइड के विलयन से भी उड़ा सकते हैं। यह उपचायन प्रतिक्रिया है। हाथी दाँत की सफाई, हाइड्रोजन परीक्साइड से की जाती है।

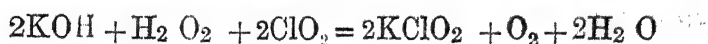
क्लोरेस ऐसिड, HClO_2 , और क्लोराइट—क्लोरीन डिऑक्साइड पानी में घुल कर पीला विलयन देता है, पर विलयन आम्ल नहीं होता। मुक्त अवस्था में क्लोरेस ऐसिड शक्त नहीं है। परन्तु क्लोरीन डिऑक्साइड

क्षारों के विलयन में धुल कर क्लोरेट और क्लोराइट, इन दो लवणों का मिश्रण, देता है—



इन दोनों लवणों में से क्लोरेट कम विलेय है, अतः शून्य में सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर विलयन को सुखाने पर पहले तो क्लोरेट के गणिम पृथक् होते हैं; इन्हें अलग कर लेने पर विलयन में केवल क्लोराइट रह जाता है।

क्लोरीन द्विआक्साइड पर कास्टिक पोटाश और हाइड्रोजन परीक्साइड की प्रतिक्रिया से भी पोटैसियम क्लोराइट, KClO_2 , बन सकता है—

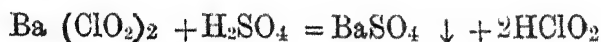


इस काम के लिये २० ग्राम पोटैसियम क्लोरेट, ७५ ग्राम मणिभीय ऑक्जेलिक एसिड, और १० c.c. पानी के मिश्रण को ६०° तक गरम करके क्लोरीन द्विआक्साइड बनाया जा सकता है—

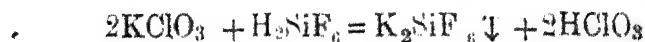


इस गैस को कार्बन द्विआक्साइड मिला कर हल्का कर लेते हैं, जिससे यह विस्फोट न दे।

क्षार तत्वों के क्लोराइटों का स्वाद क्षारीय होता है और ये क्लोराइट वनस्पतियों के रंग को उड़ा देते हैं। इनके विलयनों में रजत या सीसे के नाइट्रेट छोड़ने पर सिल्वर क्लोराइट, AgClO_2 और लेड क्लोराइट, $\text{Pb}(\text{ClO}_2)_2$, के पीले मणिम मिलते हैं। ये विस्फोटक हैं। चोट खाने पर लेड क्लोराइट और शक्कर का मिश्रण ज़ारों से विस्फुटित होता है। बेरियम क्लोराइट और हल्के सल्फ्यूरिक एसिड के योग से विलयन में क्लोरस एसिड मुक्त होता है—

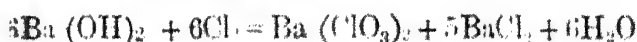


क्लोरिक एसिड, HClO_3 —यह हाइपोक्लोरस एसिड की अपेक्षा अधिक स्थायी है। क्लोरीन जल अथवा हाइपोक्लोरस एसिड के विलयन को धूप में रखने पर यह बनता है। यदि पोटैसियम क्लोरेट के विलयन में हाइड्रोफ्लोसिलिक एसिड डाला जाय, तो अविलेय पोटैसियम फ्लोसिलिकेट, K_2SiF_6 , का अवक्षेप आवेगा, और विलयन में क्लोरिक एसिड रहेगा, जिसे छान कर पृथक् किया जा सकता है—



लस्यन्द (filtrate) को शून्यक बेसिकेटर में उड़ा कर ४० प्रतिशत सान्द्रता तक गाढ़ा किया जा सकता है।

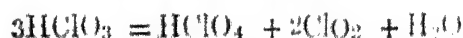
गरम बेराइटा विलयन में क्लोरीन प्रवाहित करने पर बेरियम क्लोराइड और बेरियम क्लोरेट बनते हैं। मणिभीकरण द्वारा मिश्रण में से बेरियम क्लोरेट पृथक् किया जा सकता है—



बेरियम क्लोरेट में हल्के सल्फ्यूरिक ऐसिड की मापित मात्रा मिलाने पर बेरियम सल्फेट अवक्षेप अलग हो जाता है, और विलयन में क्लोरिक ऐसिड रह जाता है, जिसे सन्द्र किया जा सकता है—



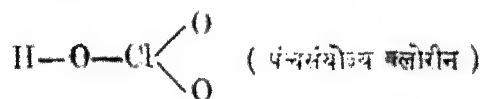
क्लोरिक ऐसिड नीरंग विलयन देता है। गरम करने पर यह परक्लोरिक ऐसिड, क्लोरीन परैक्साइड और पानी देता है—



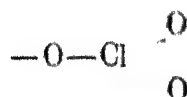
क्लोरिक ऐसिड प्रबल उपचायक है। कागज, या लकड़ी पर यह ऐसिड गिरे तो आग भूभक उठती है। यह आयोडीन को आयोडिक ऐसिड में परिवर्तित कर देता है—



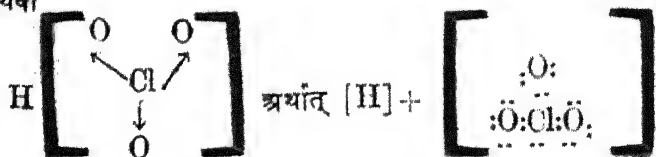
क्लोरिक ऐसिड का संयोजन निम्न प्रकार का है—



अथ :



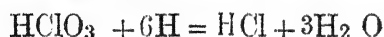
अथवा



यह प्रबल अम्ल है और इसका आयनीकरण निम्न प्रकार होता है—



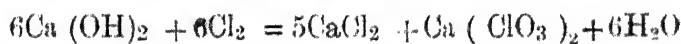
इसके लवण क्लोरेट कहलाते हैं। क्लोरेटों के आम्ल विलयन लोहे या ऐल्यूमीनियम के चूर्ण द्वारा अपचित होकर क्लोराइड बन जाते हैं—



पोटैसियम क्लोरेट, KClO_3 —(१) कॉस्टिक पोटाश के सान्द्र गरम विलयन पर क्लोरीन की प्रतिक्रिया से पोटैसियम क्लोरेट बनता है। ५० C.C. पानी में १५ ग्राम कॉस्टिक पोटाश घोलो। इसे गरम करके क्लोरीन से संतृप्त करो। पोटैसियम क्लोरेट ठंडे पानी में कम घुलता है, अतः विलयन को ठंडा करके इसके शुद्ध मणिम पृथक् किये जा सकते हैं।



(२) गरम गरम चूने के दूधिया विलयन में क्लोरीन प्रवाहित करके कैल्सियम क्लोरेट, $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$, बनाते हैं।



कैल्सियम क्लोरेट के विलयन में पोटैसियम क्लोराइड मिलाने पर कम विलेय, पोटैसियम क्लोरेट के रवे पृथक् होने लगते हैं।

(३) व्यापारिक मात्रा में इसे बनाना हो तो पोटैसियम क्लोराइड के सान्द्र विलयन का विद्युत्-विच्छेदन करना चाहिये। एलेक्ट्रोडों की शृंखला, जॉटिनम पत्रों की होती है। ये एलेक्ट्रोड लगभग पास पास होते हैं, जिससे विद्युत्-विच्छेदन द्वारा बने क्लोरीन और कास्टिक पोटाश में प्रतिक्रिया आसानी से हो सके। (पोटैसियम क्लोराइड के विलयन में थोड़ा सा पोटैसियम क्रोमेट मिला देना अच्छा होता है। यह उत्प्रेरक का काम करता है।)



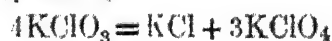
कैथोड पर

ऐनोड पर

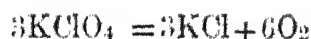


पोटैसियम क्लोरेट मणिभीय श्वेत पदार्थ है। इसका स्वाद ठंडा और रुचिपूर्ण होता है। गले के विकारों को दूर करने के लिए जो लोज्जे बनती हैं, उनमें इसका उपयोग होता है। पर अधिक मात्रा में यह विष है, अतः इसका सेवन अधिक नहीं करना चाहिये। यह ठंडे पानी में कम विलेय है। १०० ग्राम पानी में १५° पर केवल ६ ग्राम घुलता है, पर गरम पानी में ५३.५ ग्राम विलेय है।

पोटैसियम क्लोरेट को गरम करने पर यह पिघलता है और फिर पोटैसियम परक्लोरेट और पोटैसियम क्लोराइड बनते हैं। इनके बनने पर पिघला पदार्थ फिर ठोस पड़ जाता है—



अथ अधिक गरम करने पर यह परक्लोरेट विभक्त होकर ऑक्सीजन देता है—



पोटैसियम क्लोरेट प्रबल उपचायक है। कोयला, गन्धक, फॉस्फोरस आदि पदार्थ इसके साथ मिश्रित होकर विस्फोटक द्रव्य देते हैं।

सान्द्र मरक्यूरिक ऐसिड के योग से पोटैसियम क्लोरेट क्लोरीन परीक्साइड, ClO_2 , देता है जो धातक विस्फोटक है। प्रतिक्रिया में जो ताप उत्पन्न होता है, उससे कड़कड़ाने या चटखने की ध्वनि निकलती है। इस प्रतिक्रिया द्वारा क्लोरेट की पहिचान की जाती है। क्लोरेट को नवजात हाइड्रोजन द्वारा अपचित करने पर क्लोराइड बनता है।

पोटैसियम क्लोरेट हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड को उपचित करके क्लोरीन और क्लोरीन परीक्साइड दोनों गैसों का मिश्रण देता है—

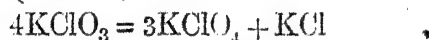


इन दोनों गैसों के मिश्रण का नाम सर हम्फ्री डेवी (Davy) ने “इयू-क्लोरीन” (euchlorine) रक्खा था। पोटैसियम क्लोरेट का हलके हाइड्रोक्लोरिक में हलका विलयन गले के विकारों को दूर करने में उपयोगी है—इसका कुल्ला किया जाता है। इसमें जो मुक्त क्लोरीन रहता है वह कीटाणुनाशक है।

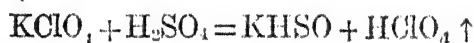
जो धातु या सल्फाइड (मरक्यूरिक, कॉबल्ट या निकेल सल्फाइड) अम्लराज में घुलते हैं, वे पोटैसियम क्लोरेट और सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के विलयन में भी घुल जाते हैं।

नील रंग (इंडिगो) पर यदि पोटैसियम क्लोरेट का आम्ल विलयन डाला जाय, तो रंग उड़ जाता है (नील के उपचयन से आइसेटिन बनता है, जो नीरंग पदार्थ हैं)। केलिको छपाई में इस प्रतिक्रिया का उपयोग होता है।

परक्लोरिक एसिड, HClO_4 —यह कहा जा चुका है कि पोटैसियम क्लोरेट को 350° पर कुछ समय तक गरम करने से पोटैसियम परक्लोरेट बनता है। इस पदार्थ में यदि १० गुना पानी मिथा कर उबाल लें, तो शेष बचा पोटैसियम क्लोरेट, और प्रतिक्रिया में बना पोटैसियम क्लोराइट बुल जाता है। पोटैसियम परक्लोरेट की विलेयता बहुत कम है, अतः इसके मणिभ पृथक् हो जाते हैं—

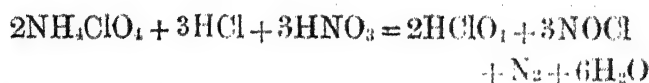
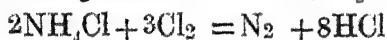
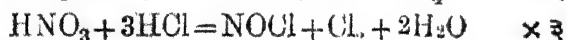


पोटैसियम परक्लोरेट को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ क्षीण दाब में खवण करने पर ग्राहक पात्र में परक्लोरिक एसिड का हाइड्रेट, $\text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ प्राप्त होता है—



इस हाइड्रेट का दुबारा खवण करें तो शुद्ध परक्लोरिक एसिड, HClO_4 , मिलता है।

अमोनियम परक्लोरेट को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल कर गरम सान्द्र नाइट्रिक एसिड में मिलाने पर परक्लोरिक एसिड का विलयन मिलता है—
नाइट्रोजन, क्लोरीन और नाइट्रोसिल क्लोराइड गैस निकलती हैं—



परक्लोरिक एसिड नीरंग धूमवान् द्रव है। शुद्ध अवस्था में यह बहुत अस्थायी है (परन्तु क्लोरिक एसिड से कम ही)। कुछ दिनों रख छोड़ने पर या गरम किये जाने पर विस्फोट के साथ विभक्त हो जाता है। फॉस्फोरस पंचौक्साइड की प्रतिक्रिया से यह क्लोरीन ससौक्साइड, Cl_2O_7 , देता है। लकड़ी या कागज पर गिर जाय तो आग जलने लगती है।

परक्लोरिक एसिड के अनेक हाइड्रेट प्राप्त हैं—

हाइड्रेट	द्रवणांक
$\text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	50°
$\text{HClO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	-13.5°
$2\text{HClO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	-30°
$2\text{HClO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	-41.8°
$\text{HClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (दो तरह के)	-43.2° और -37°

परक्लोरिक ऐसिड धातुओं के योग से हाइड्रोजन और परक्लोरेट देता है—



अर्थात् परक्लोरेट नवजात हाइड्रोजन से अपचित्र नहीं होते हैं।

परक्लोरिक ऐसिड का अपचयन सोडियम हाइपोक्लोराइट, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$, टाइटेनियम क्लोराइड और फेरस हाइड्रोक्साइड (क्षारीय विलयन में) द्वारा ही होता है। इस प्रकार क्लोरिक ऐसिड की अपेक्षा परक्लोरिक ऐसिड निर्बल उपचायक है।

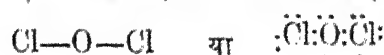
पोटैसियम परक्लोरेट १०० ग्राम पानी में 1.5° पर १.७ ग्राम ही विलेय है। परन्तु सोडियम परक्लोरेट अधिक विलेय है। अमोनियम, और क्वीकियम और सीज़ियम परक्लोरेट भी कम विलेय हैं। 50° एल्कोहल में तो पोटैसियम परक्लोरेट विलकूल ही नहीं घुलता। अतः पोटैसियम लवण परक्लोरेट के रूप में अवक्षिप्त किये जा सकते हैं। पोटैसियम लवण में थोड़ा सा एल्कोहल और २०% परक्लोरिक ऐसिड विलयन का समान आयतन मिलाने पर आसानी से श्वेत रंगदार अवक्षेप आता है। पोटैसियम की इस प्रकार पहिचान करते हैं। सोडियम परक्लोरेट से भी पोटैसियम परक्लोरेट का अवक्षेप लाया जा सकता है—



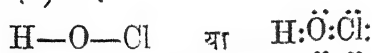
अमोनियम और पोटैसियम परक्लोरेटों का उपयोग विस्फोटक-व्यवसाय में बहुत होता है।

क्लोरीन के ऑक्सी यौगिकों का संगठन—

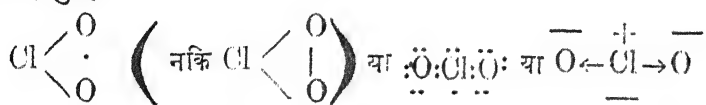
(१) क्लोरीन एक्वाइमाइड, Cl_2O —इसमें क्लोरीनों की संख्या = $\frac{1}{2}(2 \times 7 - 0) = 2$ अतः इसका संगठन निम्न है—



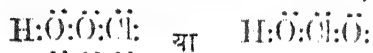
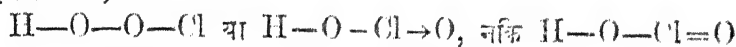
(२) हाइपोक्लोरेस ऐसिड, HClO —इसमें बंधनों की संख्या
 $= \frac{1}{2}(18-18) = 2$



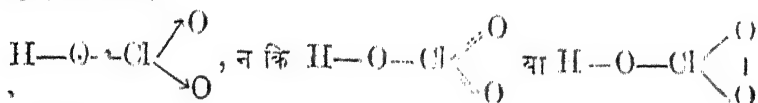
(३) क्लोरीन परौक्साइड, ClO_2 —इसमें बंधनों की संख्या
 $= \frac{1}{2}(28-18) = 2\frac{1}{2}$ अतः यह अनुचुम्बकीय है, और इसमें एक एकाकी
 ऋणाणु है—



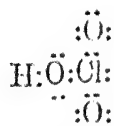
(४) क्लोरेस ऐसिड, HClO_2 —इसमें बंधनों की संख्या =
 $\frac{1}{2}(26-20) = 3$



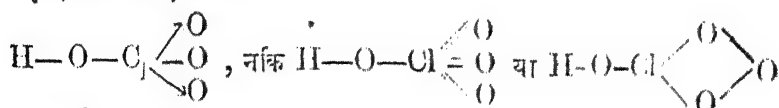
(५) क्लोरिक ऐसिड, HClO_3 —इसमें बंधनों की संख्या =
 $\frac{1}{2}(38-26) = 6$



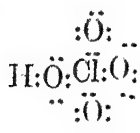
अर्थात्



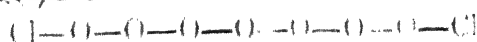
(६) परक्लोरिक ऐसिड, HClO_4 —इसमें बंधनों की संख्या =
 $\frac{1}{2}(42-32) = 5$



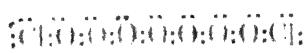
अर्थात्



(८) क्लोरीन सत्रोक्साइड, Cl_2O —इसमें अणुओं की संख्या =
 $\frac{1}{2} (32 - 48) = 8$



अर्थात्



ब्रोमीन, Br.

[Bromine]

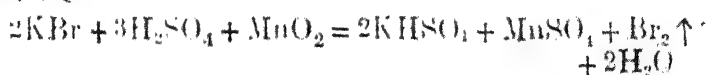
सन् १८२५ में बैलर (Balard) ने ब्रोमीन का आविष्कार किया। समुद्री जल में पर धूसर सुलभ गंध समक में बह चलाया गया। इस समक के कटु द्रव (bittern) में जलनीशियम ब्रोमाइड, MgBr_2 , नामक यौगिक था। द्रव में क्लोरीन गैस मिला देने पर विलयन का रंग पीला हो गया। इस विलयन ने स्टार्च की लेटे के साथ नारंगी रंग दिया। जलवात क्लोरीन के योग में जलनीशियम ब्रोमाइड का ब्रोमीन मुक्त हो गया था—



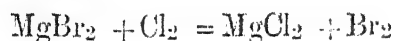
जलनीशियम ब्रोमाइड का जलज द्रव का मुक्त कर प्राप्त किया गया। उसे जब जलनीय द्विअम्लब्रोमाइड और सांद्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम किया तो जल गंध निकली। अन्य जल उड़ता किया गया तो काला सा द्रव मिला। यह द्रव क्लोरीन से मिलता जुलता था। इसमें तीव्र दुर्गन्ध थी, अतः इसका नाम ब्रोमीन रखा गया (ग्रीक में ब्रोमोस का अर्थ दुर्गन्ध है)।

मेक्सको और चिली की चोटी की खानों में मिलकर ब्रोमाइड, AgBr , पाया जाता है, पर अमिश्रित ब्रोमाइड दो खनिज खोलों (चूषों) के पानी से प्राप्त होता है, जिनमें जलनीशियम, सोडियम, पोटैशियम और कैल्शियम के ब्रोमाइड होते हैं। मैंगफर्ट (जर्मनी) की पोटाश मिट्टी में भी ब्रोमाइड है ($\text{MgBr}_2 \cdot \text{KBr} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)। समुद्र के प्राणियों और पौधों में भी ब्रोमीन पाया जाता है।

ब्रोमीन की प्राप्ति—(१) किया भी ब्रोमाइड की सांद्र सल्फ्यूरिक एसिड और जलनीय द्विअम्लब्रोमाइड के साथ गरम किया जाय, तो ब्रोमीन गैस निकलती है—



(२) ब्रोमकार्नेलाइट, $MgBr_2 \cdot KBr \cdot 6H_2O$, जो कार्नेलाइट $MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$ के साथ स्ट्रेसफर्ट में पाया जाता है, पानी में घोल कर ऊँचे स्तंभ से नीचे बहाते हैं, और क्लोरीन गैस नीचे से ऊपर की प्रवाहित करते हैं। दोनों के योग से ब्रोमीन गैस मुक्त होती है जो पानी में बुल जाती है—

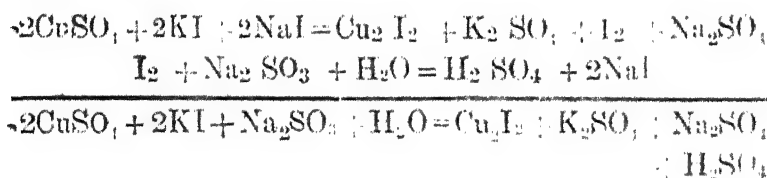


विलयन में भाप प्रवाहित करके स्वयं करने पर ब्रोमीन अलग कर लिया जाता है।

इस विधि से बनाये गये ब्रोमीन में थोड़ा सा क्लोरीन और कुछ सूक्ष्मांश आयोडीन का भी होता है। यदि पोटैशियम ब्रोमाइड मिला कर ब्रोमीन का फिर स्वयं किया जाय, तो इसका क्लोरीन दूर हो जायगा—



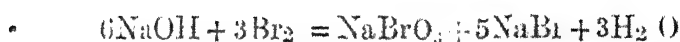
यदि मैगनीशियम ब्रोमाइड में आयोडाइड मिला रहा हो, तो इसमें थोड़ा सा तृतीया ($CuSO_4$) और सोडियम सल्फाइट मिलाना चाहिये। ऐसा करने पर सब आयोडीन अविलेय क्यूप्रस आयोडाइड के रूप में पृथक् हो जाता है—



(३) कटुद्रव, बिटर्न (bittern) से ब्रोमीन प्राप्त करना—कटुद्रव में तब तक क्लोरीन प्रवाहित करते रहते हैं जब तक इसका पीलापन बढ़ता जाये। ऐसा करने से ब्रोमीन मुक्त हो जाता है—



इस मिश्रित विलयन को पैराफिन तेल के साथ हिलाते हैं। ब्रोमीन तेल में बुल जाता है, और तेलही सतह पानी पर तैरने लगती है। इसे अलग कर लेते हैं। तेल को श्रव कास्टिक सोडा विलयन के साथ हिलाया जाता है। ब्रोमीन इस में बुल कर ब्रोमाइड और ब्रोमेट देता है। पैराफिन फिर नीरंग पड़ जाता है, और दुबारा उपयोग में आता है।



ब्रोमाइड और ब्रोमेट के विलयन को सुखा डालते हैं और तपा कर ब्रोमेट को ब्रोमाइड बना लेते हैं।

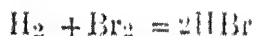
इस तरह 'कटुद्रव' में से जो पोटैशियम ब्रोमाइड बना, उसे फिर सांद्र सल्फ्यूरिक एसिड और मैंगनीज डिऑक्साइड के साथ गरम करते हैं। ऐसा करने पर मुक्त ब्रोमीन प्राप्त होता है।

ब्रोमीन के गुण—ब्रोमीन गहरे लाल रंग का धूमवान् द्रव है। इसका घनत्व 0° पर 3.122 और 20° पर 3.118 है। इसकी गंध बड़ी तीक्ष्ण होती है। इसकी लाल वाष्पें विपैली भी होती हैं। त्वचा पर पड़ने पर यह बहुत बुरे वाय देता है। इसका क्वथनांक 58.8° है और हिमांक -7.3° । -24.2° पर यह विलकुल नीरंग हो जाता है। इसका वाष्प घनत्व $22.9-23$ है, अतः यह बहुधा Br_2 ही है। नीचे के तापक्रमों पर $\text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{Br}$ साम्य भी अधिक पाया जाता है। 1200° के ऊपर के तापक्रम पर $\text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{Br}$ साम्य भी मिलता है। अतः 1500° पर ३३ प्रतिशत अणु Br होता है।

ब्रोमीन पानी में साधारण तापक्रम पर 3% के लगभग विलेय है। इस प्रकार जो "ब्रोमीन जल" बनता है, उसका प्रयोगशास्त्रों में काफी उपयोग होता है। ब्रोमीन जल को ठंढा किया जाय तो ठोस ब्रोमीन हाइड्रेट, $\text{Br}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, भी बनता है। $\text{Br}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ हाइड्रेट भी ज्ञात है।

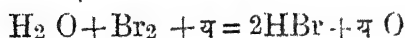
ब्रोमीन ईथर, कार्बन टिसलफाइड आदि विलायकों में भी विलेय है।

ब्रोमीन बड़ा क्रियावान् द्रव है। प्रतिक्रियाओं में क्लोरीन से मिलता जुलता है। परन्तु हाइड्रोजन के साथ इसका संयोग उतनी प्रवृत्तता से नहीं होता जितना कि क्लोरीन का। हाइड्रोजन और ब्रोमीन के मिश्रण को गरम करने पर हाइड्रोब्रोमिक एसिड बनता है। प्लैटिनम इस प्रतिक्रिया का उत्प्रेरण करता है—

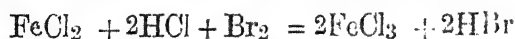


यह गन्धक के साथ गन्धक ब्रोमाइड, S_2Br_2 , फॉस्फोरस के साथ त्रिब्रोमाइड, PBr_3 , आर्सेनिक के साथ त्रिब्रोमाइड, AsBr_3 , बंग के साथ SnBr_4 देता है।

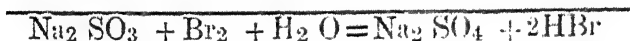
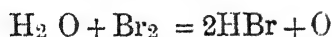
ब्रोमीन पानी के साथ तो प्रतिक्रिया नहीं करता, पर यह ब्रोमीन जल अच्छा उपचायक है—



यह फेरस लवण को फेरिक लवण में परिणत करता है—



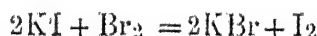
यह सल्फाइड को उपचित करके सल्फेट बनाता है—



क्षारों के विलयन में घुल कर ब्रोमीन हाइपोब्रोमाइट (ठंडे तापक्रम पर) और ब्रोमेट (ऊँचे तापक्रम पर) देता है—



$6\text{NaOH} + 3\text{Br}_2 = 5\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (गरम विलयन में)
पोटैसियम और आयोडाइड के विलयन में ब्रोमीन का विलयन मिलाने पर आयोडीन मुक्त होता है—



इस आयोडीन का हाइपो या आर्सीनियस अम्लवाइड से अनुमापन किया जा सकता है । इस प्रकार किसी भी ब्रोमीन विलयन की सान्द्रता मातृम कर सकते हैं ।

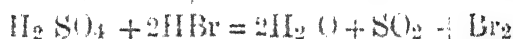
ब्रोमीन का उपयोग कार्बनिक रसायन में, विशेषतः रंग के व्यवसाय में, काफी होता है ।

हाइड्रोब्रोमिक एसिड, HBr —(१) गरम लैटिनम पर हाइड्रोजन और ब्रोमीन की वाष्पें प्रवाहित होने पर हाइड्रोब्रोमिक एसिड बनता है—

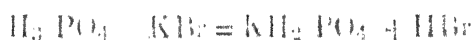


प्रतिक्रिया में विस्फोट नहीं होता जैसा कि हाइड्रोजन-क्लोरीन के योग में । यदि उत्प्रेरक (लैटिनम) का उपयोग न किया जाय तो तेज धूप में भी 300° के नीचे योग नहीं आरंभ होता । लैटिनम की उपस्थिति में संयोग 200° पर आरंभ हो जाता है ।

(२) पोटैसियम ब्रोमाइड और सल्फ्यूरिक एसिड के योग से हाइड्रोब्रोमिक एसिड आसानी से नहीं बन सकता, क्योंकि जो एसिड बनता है वह सल्फ्यूरिक एसिड के योग से ब्रोमीन मुक्त कर देता है—



पर पोटैशियम ब्रोमाइड और फॉस्फोरस ऐसिड के योग से हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड बन सकता है—



(३) हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड बनाने की सबसे सरल विधि ब्रोमीन की लाल फॉस्फोरस और पानी के साथ गरम करने की है—



संभव है कि प्रतिक्रिया में पहले फॉस्फोरस त्रि-ब्रोमिड बनने लगे जो बाद में पानी के योग से हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड देते हैं—



कॉन के एक फ्लास्क में १० ग्राम लाल फॉस्फोरस और १० c.c. पानी को और थिर्मल फ्लैस द्वारा २-००० ब्रोमीन बौद्ध चूँच भरके छोड़ो। जो गैस निकले, उसे चुम्बित-तन्त्र (U-tube) में (जिसमें कलम के टुकड़े और नम लाल फॉस्फोरस का चूर्ण हो) होकर प्रवाहित करें। ५०० लाल फॉस्फोरस का चूर्ण ऐसिड वाष्पों के साथ आर्या हुई ब्रोमीन वाष्पों को शोषित कर लेता है। आरंभ में ब्रोमीन की कुछ बूंदों के साथ हमें रंग की ज्वाला सी निकलती है, पर फ्लास्क की सब जगह निकल जाती है, तो प्रतिक्रिया शान्ति के साथ होती है।

(४) ब्रोमीन और बेज़ीन के योग से भी हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड बनता है—



डिब्रोमोबेज़ीन

१३ c.c. ब्रोमीन १० ग्राम बेज़ीन (शुष्क) में धीरे धीरे मिलाओ (थोड़ा सा ऐल्क्यूमीनियम चूर्ण भी बेज़ीन में मिला दो)। प्रतिक्रिया आरंभ करने के लिये एक बार थोड़ा सा गरम करना आवश्यक है। जब प्रतिक्रिया चलने लगे

तो मिश्रण को ठंढा करो। हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड गैस को तो चुल्लिनलियों में होकर कमशः प्रवाहित करो—पहली में लोह ब्रोमाइड हो जो साथ में आयी हुई ब्रोमीन वाष्पों को सोखे, और दूसरी में ऐन्थामीन हो जो साथ में आयी हुई बैजिन वाष्पों को सोखे।

(५) सबसे सुविधाजनक विधि हाइड्रोजन सल्फाइड और ब्रोमीन की प्रतिक्रिया द्वारा है—



प्रतिक्रिया में हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड के साथ गन्धक ब्रोमाइड बनता है। एक घंटे की बीजत ('वाश बौटल') में ब्रोमीन लो। उसके ऊपर पानी (या हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड की) एक तह लो। किप-उपकरण से इसमें हाइड्रोजन सल्फाइड बुदबुदाओ।

इस प्रकार जो हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड गैस मिले उसे वाश-फॉस्फोरस और पानी के मिश्रण में होकर फिर प्रवाहित कर लो जिसमें साथ में आयी हुई ब्रोमीन वाष्पें दूर हो जायें।

हाइड्रोजन ब्रोमाइड के गुण—यहाँ भौतिक गुण नीचे दिये जाते हैं—

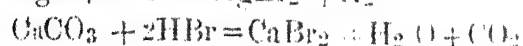
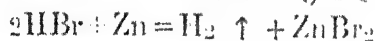
द्रवणांक -८६°

कथनांक -६८.७°

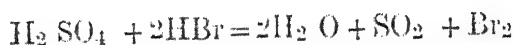
कथनांक पर द्रव का घनत्व २.१६

द्रव, टोन और गैस हाइड्रोजन ब्रोमाइड तीनों ही नारंग हैं। यह धूम-भस्म पदार्थ है जो पानी में बहुत मिलेय है। इसके संतृप्त विलयन में भार के हिमाय से ६६ प्रतिशत हाइड्रोजन ब्रोमाइड होता है। गरम करने पर इसका विलयन भी स्थिर कथनांक का मिश्रण देता है जो १२.५° पर उबलता है और जिसमें ४८ प्रतिशत हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड होता है।

रासायनिक गुणों में यह ऐसिड हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के समान है। यह धातुओं, ऑक्साइडों और कार्बोनेटों के साथ उभा प्रकार प्रतिक्रिया करता है। प्रतिक्रिया में जो लवण बनते हैं, उन्हें ब्रोमाइड कहते हैं—



परन्तु हाइड्रोजन ब्रोमाइड हाइड्रोजन क्लोराइड की अपेक्षा अधिक आसानी से उपचित हो जाता है। यहाँ तक कि यह सल्फ्यूरिक अम्ल द्वारा भी उपचित होता है—

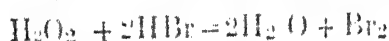


हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ ऐसी प्रतिक्रिया नहीं होती ।

मैंगनीज टिऑक्साइड, पोटैशियम कौमेट, परमैंगनेट, क्लोरेट आदि से तो इसका उत्पन्न होता ही है—



यह हाइड्रोजन परीक्साइड से भी उत्पन्न होता है । हाइड्रोजन परीक्साइड हा-पेरक्लोरेट ऐसिड को उत्पन्न नहीं करता—



भूय में इस ऐसिड का विलयन हवा के आक्सीजन द्वारा भी उत्पन्न हो जाता है ।

हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड के विलयन में क्लोरीन प्रवाहित किया जाय तो ब्रोमीन मुक्त हो जाता है—



ब्रोमाइड — हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड के लवणों को ब्रोमाइड कहते हैं । यह ऐसिड प्रबल ऐसिड है और इसका आयनीकरण निम्न प्रकार होता है—



इस ऐसिड में जस्ता, लोहा और अन्य अनेक धातुयें घुल कर हाइड्रोजन देती हैं, और ब्रोमाइड बनाती हैं । आक्साइड और कार्बोनेट भी इस ऐसिड से प्रतिक्रिया करके ब्रोमाइड देते हैं जैसा कि ऊपर कहा जा चुका है । बहुत सी धातुयें ब्रोमीन के साथ संयुक्त होकर ब्रोमाइड बनाती हैं । ये सभी ब्रोमाइड पानी में बहुत कुछ विलेय हैं, केवल चाँदी, सौंसे और मरक्यूरस पारे के ब्रोमाइड पानी में बहुत कम घुलते हैं । किसी ब्रोमाइड के विलयन में नाइट्रिक ऐसिड और मिलवर नाइट्रेट का विलयन डाला जाय तो मिलवर ब्रोमाइड का पीला अवक्षेप आयेगा—



यह अवक्षेप हटके अमोनिया विलयन में विलेय नहीं है (मिलवर क्लोराइड का सफेद अवक्षेप अमोनिया में घुल जाता है) ।

सभी ब्रोमाइड सान्द्र सल्फ्यूरिक ऐसिड और मैंगनीज टिऑक्साइड के साथ गरम करने पर ब्रोमीन गैस देते हैं ।

ब्रोमाइड के विलयन पैलेडियम नाइट्रेट के साथ पैलेडियम ब्रोमाइड, PdBr_2 , का लाल-भूरा अवक्षेप देते हैं।

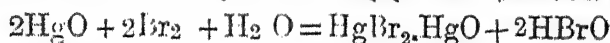
ब्रोमाइड के विलयन में क्लोरोफॉर्म डालो और फिर इसे क्लोरीन-जल के साथ हिलाओ। जो ब्रोमीन मुक्त होगा वह क्लोरोफॉर्म में घुल कर लाल विलयन देगा।

ब्रोमीन के ऑक्सि-ऐसिड—ब्रोमीन के दो ऑक्साइड, Br_2O , और BrO_2 ज्ञात हैं। इनके अतिरिक्त इसके तीन ऑक्सि-ऐसिड और उनके लवण प्राप्त हैं—

१. हाइपोब्रोमस ऐसिड, HBrO —लवण हाइपोब्रोमाइट।
२. ब्रोमस ऐसिड, HBrO_2 —लवण ब्रोमाइट।
३. ब्रोमिक ऐसिड, HBrO_3 —लवण ब्रोमेट।

परब्रोमिक ऐसिड और परब्रोमेट नहीं ज्ञात हैं।

हाइपोब्रोमस ऐसिड, HBrO —मरक्यूरिक ऑक्साइड के ताजे अवक्षेप को ब्रोमीन जल के साथ हिलाया जाय तो हाइपोब्रोमस ऐसिड बनता है।



इस प्रकार हाइपोब्रोमस ऐसिड का लगभग ६ प्रतिशत विलयन मिलता है। इसे शून्य में 40° पर संचित कर सकते हैं।

यह पीला द्रव है। गरम करने पर ब्रोमीन और ब्रोमिक ऐसिड में विभक्त हो जाता है। यह प्रबल उपचायक पदार्थ है।

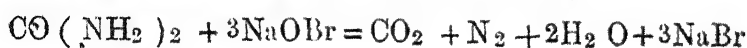
हाइपोब्रोमाइट—यदि ठंडे कास्टिक सोडा या कास्टिक पोटाश के विलयन में ब्रोमीन प्रवाहित किया जाय तो अस्थायी हाइपोब्रोमाइट लवण बनते हैं—



इनका उपयोग उपचायक रसों के रूप में होता है। वे गरम करने पर ब्रोमेट में परिवर्तित हो जाते हैं—

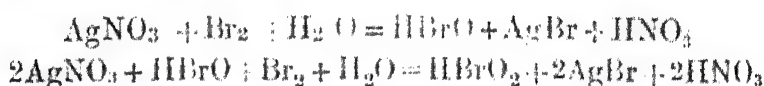


सोडियम हाइपोब्रोमाइट के क्षारीय विलयन का उपयोग मूत्र में यूरिया की मात्रा जानने में किया जाता है। यूरिया के योग से यह नाइट्रोजन, कार्बन ट्राइऑक्साइड, पानी और सोडियम ब्रोमाइड देता है—

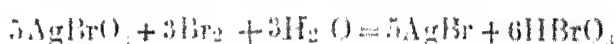


बुझा हुआ चूना ब्रोमीन वाष्पों को शोषित करके विरजित चूर्ण के समान कैल्सियम लवण, CaOBr_2 , देता है। इसे यदि एककोनायट्रिक ऐसिड के साथ खचित करें तो हाइपोब्रोमस ऐसिड का जलीय विलयन मिलता है।

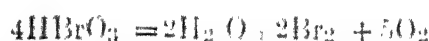
ब्रोमस ऐसिड, HBrO_2 — ब्रोमीन जल और रजत नाइट्रेट के सान्द्र विलयन के योग से यह बनता है—



ब्रोमिक ऐसिड, HBrO_3 — यदि पोटैशियम ब्रोमेट के विलयन में रजत नाइट्रेट छोड़ा जाय तो रजत ब्रोमेट, AgBrO_3 , का अवक्षेप आता है। इस अवक्षेप को यदि ब्रोमीन-जल में प्रत्यक्ष किया जाय तो अविलेय रजत-ब्रोमाइड और विलेय ब्रोमिक ऐसिड बनता है—



विलयन को छान कर यदि अवक्षेपक पर उड़ाया जाय तो ब्रोमिक ऐसिड का ५ प्रतिशत विलयन मिल सकता है। सूख में खचित करने पर यह सान्द्रता ५० प्रतिशत तक पहुँच सकता है। यदि और गाढ़ा करने का प्रयत्न किया जायगा तो यह अवक्षेप होकर ब्रोमीन और ऑक्सीजन देने लगेगा—



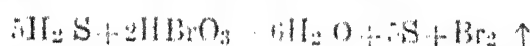
ब्रोमिक ऐसिड प्रबल उपनायक द्रव है। यह गन्धक, सल्फाकाल्ड के सल्फ्यूरिक ऐसिड में परिणत करता है—



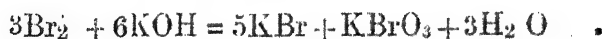
यह हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड के साथ ब्रोमीन देता है—



हाइड्रोब्रोम सल्फाइट के साथ गन्धक देता है—



ब्रोमेट — ब्रोमिक ऐसिड के लवण ब्रोमेट कहलाते हैं। ये क्लोराटों से मिलते जुलते हैं, और उसी प्रकार की प्रतिक्रियाओं से बनते हैं। यदि गरम सान्द्र दारों के विलयन में ब्रोमीन घोला जाय तो जो नारंग विलयन मिलता है, उसमें ब्रोमाइड और ब्रोमेट दोनों होते हैं—



पोटैसियम ब्रोमेट ब्रोमाइड की अपेक्षा बहुत कम विलेय है, अतः मरिमीकरण द्वारा इसके मरिभम पहले अलग किये जा सकते हैं।

यदि पोटैसियम कार्बोनेट के विलयन को क्लोरीन गैस से संतृप्त करें तो पोटैसियम हाइपोक्लोराइट, KClO , बनता है—



अब यदि विलयन में ब्रोमीन वाष्प प्रवाहित की जायँ तो भी पोटैसियम ब्रोमेट बनेगा—



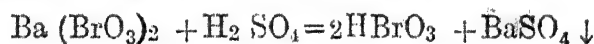
यदि पोटैसियम ब्रोमाइड के क्षारीय विलयन में क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय तो भी पोटैसियम ब्रोमेट बनेगा—



सान्द्र गरम बेराइटा के विलयन में यदि ब्रोमीन का आधिक्य छोड़ा जाय तो बेरियम ब्रोमेट का अवक्षेप आवेगा—

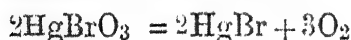
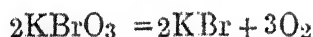


बेरियम ब्रोमाइड विलेय है, अतः छानने पर यह तो विलयन में रह जायगा। बेरियम ब्रोमेट के अवक्षेप में हल्का सल्फ्यूरिक एसिड मिलाया जाय तो ब्रोमिक एसिड विलयन में आ जायगा—



अधिकांश ब्रोमेट पानी में कम ही विलेय हैं। गरम करने पर ये तीन प्रकार से विभक्त होते हैं, किन्तु परब्रोमेट किसी अवस्था में नहीं बनता—

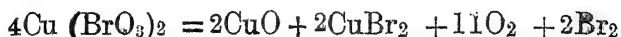
(१) पोटैसियम, पारे (अस) और चाँदी के ब्रोमेट गरम करने पर ब्रोमाइड और ऑक्सीजन देते हैं—



(२) मैगनीशियम, यशद और ऐल्यूमीनियम के ब्रोमेट ब्रोमाइड, ब्रोमीन और ऑक्सीजन देते हैं—



(३) सीसे और ताँबे के ब्रोमेट ऑक्साइड और ब्रोमाइड देते हैं—



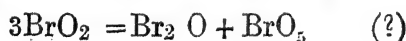
ब्रोमीन के ऑक्साइड—ब्रोमीन एकौक्साइड, Br_2O —विशेष विधि से बनाये गये मरक्यूरिक ऑक्साइड पर ब्रोमीन की प्रतिक्रिया से हाइपोब्रोमस एसिड के साथ साथ कुछ ब्रोमीन एकौक्साइड भी बनता है—



इस काम के लिये मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में 40° तापक्रम पर बहुत हलका सोडियम हाइड्रॉक्साइड का विलयन मिलाना चाहिये। इस प्रकार जो मरक्यूरिक ऑक्साइड का अवक्षेप आता है, वह क्रियाबाम है।

ब्रोमीन एकौक्साइड गहरे भूरे रंग की अस्थायी गैस है जो 0° पर भी विभक्त हो जाती है।

ब्रोमीन द्विऑक्साइड, BrO_2 —द्रव वायु के तापक्रम पर ओज़ोनो-त्पादक में होकर के यदि ब्रोमीन वाष्पों और ऑक्सीजन गैस (आधिक्य में) का मिश्रण प्रवाहित किया जाय, तो ब्रोमीन द्विऑक्साइड बनता है। यह पीले रंग का ठोस पदार्थ है, जो शून्य पर विभाजित होकर ब्रोमीन एकौक्साइड और एक उच्चतर ऑक्साइड देता है—



ओज़ोन और ब्रोमीन वाष्पों के 0° से नीचे के तापक्रम के बाग से $(\text{Br}_3\text{O}_8)_n$ ऑक्साइड भी मिला है जो बहुत अस्थायी है।

आयोडीन, I

[Iodine]

आयोडीन हैलोजन समूह का अन्तिम तत्व है। सन् १८१२ में पेरिस के कुर्त्तूआ (Courtois) ने कल्प (समुद्र नरकुलों की राख) से सोडा निकाल लेने के बाद जो मातृद्रव बचा उसे मैगनीज़ द्विऑक्साइड और सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम किया। ऐसा करने पर उसने बैजनी रंग की वाष्पें उठती हुई देखीं। ये वाष्पें ठंडी होने पर एक ऐसे काले पदार्थ में परिणत हो गयीं जिसमें धातु की सी आभा थी। इस पदार्थ का नाम “एक्स-पदार्थ” रक्खा गया। इसकी परीक्षा गे लूज़ाक (Gay Lussac) और डेवी (Davy) ने

ने लगभग एक ही समय में की। डेवी के प्रयोग के फल ११ दिसम्बर १८१२ को प्रकाशित हुये और गे लूज़ाक के १२ दिसम्बर १८१२ को। इन दोनों ने घोषित किया कि यह “एक्स-पदार्थ” एक नया तत्त्व है जो क्लोरीन के समान गुणों वाला है। बैजनी रंग की वाष्पों के कारण इसका नाम “आयोडीन” रखा गया (ग्रीक भाषा में आयोडेस का अर्थ बैजनी रंग का है)। डेवी और गे लूज़ाक ने यह भी देखा कि आयोडीन और हाइड्रोजन के योग से हाइड्रोआयोडिक ऐसिड भी बनता है जो हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के समान है।

आयोडीन बहुधा आयोडाइड के रूप में प्रकृति में विस्तृत पाया जाता है। समुद्र के पानी में यह अधिक से अधिक ०.००२ प्रतिशत तक पाया जाता है। यहाँ से यह समुद्री नरकुलों के शरीर में प्रविष्ट होता है। स्पंज में भी यह “आयोडोस्पंजिन” के रूप में (जो एक कार्बनिक यौगिक है) पाया जाता है। मनुष्यों की चुल्लिका ग्रन्थि (थायरॉयड) में भी यह आयोडो-थायरिन, $C_{11}H_{10}O_9NI_9$, के रूप में पाया जाता है। भोजन में यदि आयोडीन मनुष्य को न मिले, तो घेघा, गण्डमाल आदि रोग हो जाते हैं।

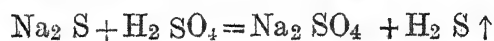
चिली प्रान्त के शोरे (केलीचे) में ०.२ प्रतिशत के लगभग सोडियम आयोडेट होता है। शोरे के मणिभोक्षण के बाद जो मातृद्रव बच रहता है उसमें इतना आयोडेट होता है कि प्रति लीटर ३ ग्राम आयोडीन मिल सके। इस आयोडेट से ही अधिकांश आयोडीन तैयार किया जाता है।

नरकुलों की राख से आयोडीन—जैसा कहा जा चुका है, समुद्री नरकुलों की राख से भी आयोडीन तैयार करते हैं। इस राख में ०.५ प्रतिशत आयोडीन पोटेसियम और सोडियम आयोडाइड के रूप में होता है। जो नरकुल गहरे लाल रंग के होते हैं और तूफान आने पर तट की ओर बह आते हैं, उनमें आयोडीन अधिक होता है। जो नरकुल ज्वार भाटे के प्रवाह में नहीं आते उन्हें आयोडीन-समुद्र के पानी से प्राप्त होता है।

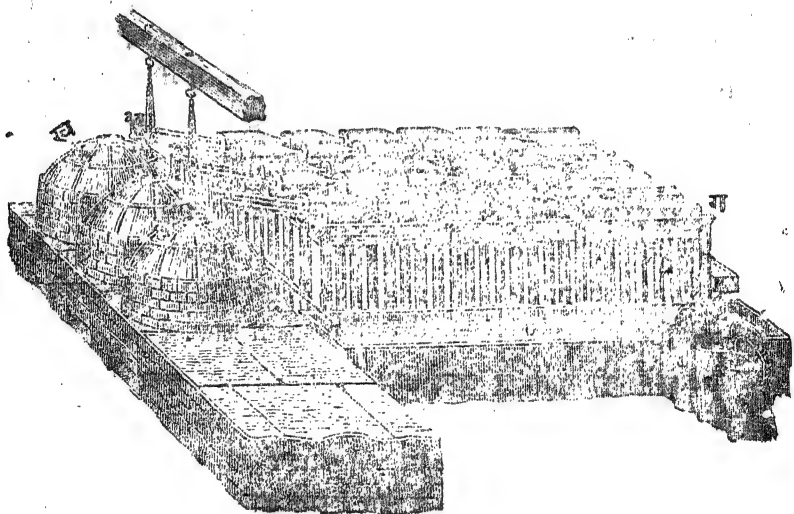
नरकुलों को पहले सुखा लिया जाता है, और फिर जलाते हैं। जो राख बचती है उसमें पोटेसियम सल्फाइड, पोटेसियम क्लोराइड, सोडियम कार्बोनेट और १ से १.५ प्रतिशत इन धातुओं के आयोडाइड होते हैं। इस राख को “केल्प” कहते हैं।

केल्प का निष्कर्ष पानी से निकाला जाता है। जो विलयन मिला उसे

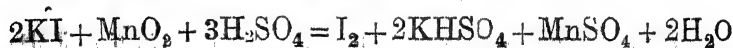
छान लेते हैं। अब निस्यन्द का मणिभीकरण करते हैं। इस प्रकार पोटैसियम सल्फेट, पोटैसियम क्लोराइड और सोडियम क्लोराइड के रवे पृथक् हो जाते हैं। अब जो मातृद्रव बचा उसमें सोडियम और पोटैसियम के आयोडाइड, कुछ ब्रोमाइड, और सल्फाइड होते हैं। इस विलयन में पहले सल्फ्यूरिक एसिड डालते हैं, जिससे सल्फाइड विभक्त हो जाता है—



अब इसमें मैगनीज द्विऑक्साइड और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड डाल कर खवख करते हैं। इस प्रकार आयोडीन-वाष्पें उठती हैं जिन्हें मिट्टी या पत्थर के बने पात्रों में जिन्हें उडेल (Udell) कहते हैं ठंडा कर लेते हैं। एक दूसरे से क्रमशः संयुक्त कई उडेल इस काम के लिये पंक्तियों में रखे जाते हैं।



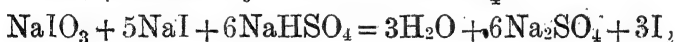
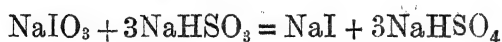
चित्र १२८— उडेल द्वारा आयोडीन बनाना



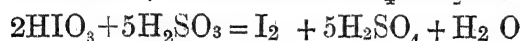
पोर्सिलेन के कड़ाहों में ऊर्ध्वपातन करके आयोडीन का फिर शोधन कर लिया जाता है।

१ टन कल्प या राख से इस प्रकार १२ पौंड के लगभग आयोडीन मिलता है।

केलीचे से आयोडीन—केलीचे अर्थात् चिली के शौर के विलयन से सोडियम नाइट्रेट पृथक् कर लेने के अनन्तर जो मातृद्रव रह जाता है उसमें प्रति लीटर ४.५ ग्राम सोडियम आयोडेट, NaIO_3 , होता है। इसके अतिरिक्त इस द्रव में कुछ सोडियम नाइट्रेट, सल्फेट, और क्लोराइड और कुछ मेगनीशियम लवण भी होते हैं। इस द्रव में सोडियम वाइ-सल्फाइड की ठीक उतनी ही मात्रा छोड़ी जाती है जितना आयोडीन अवक्षिप्त करने के लिये काफी हो। यह काम सीसे के अस्तर लगे पीपो में किया जाता है। प्रतिक्रियाएँ निम्न प्रकार हैं—

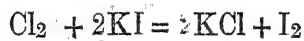


कभी कभी ये प्रतिक्रियाएँ हलके सल्फ्यूरिक एसिड की उपस्थिति में की जाती हैं—



इस प्रकार जो आयोडीन का अवक्षेप आता है, उसे निचोड़ते हैं, फिर धोकर सुखाते हैं और बाद को उडेलों में ऊर्ध्वपातन करके शोध लेते हैं।

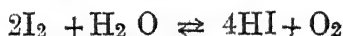
आयोडीन में बहुधा क्लोरीन की अशुद्धि होती है। अतः इसे अलग करने की सरल विधि इस प्रकार है— ढके हुये बीकर में आयोडीन लो और इसके ऊपर थोड़ा सा सान्द्र पोटैसियम आयोडाइड विलयन डालो। मिश्रण को तब तक गरम करो जब तक आयोडीन गल न जाय। फिर विलयन को ठंडा कर लो। इस विधि से इसका क्लोरीन निकल जायगा।



बाजार से जो आयोडीन मिलता है, उसमें थोड़ा सा आयोडीन क्लोराइड ICl , कुछ आयोडीन ब्रोमाइड IBr , और कुछ सायनोजन आयोडाइड, ONF , होता है। ये सभी वाष्पशील पदार्थ हैं, और ऊर्ध्वपातन द्वारा इन्हें नहीं पृथक् किया जा सकता है। पर यदि इस अशुद्ध आयोडीन में थोड़ा सा पोटैसियम आयोडाइड पीस कर मिला दें और फिर ऊर्ध्वपातन करें, तो शुद्ध आयोडीन मिलेगा।

आयोडीन के गुण—आयोडीन धूसर-श्याम वर्ण का ठोस मणिभीय पदार्थ है। इसमें धातुओं की सी आभा होती है। यह रॉम्बिक आकार के पत्रों में मणिभीकृत होता है। यदि 120° पर काँच के ऊपर इसकी हलकी तह जमायी जाय तो यह पारदर्शक प्रतीत होता है। आयोडीन में क्लोरीन की सी विशिष्ट गन्ध होती है। अधिक मात्रा में इसकी वाष्पें आँख और नाक के प्रति कष्टकर होती हैं। आयोडीन 114° पर पिघलता है और 184° पर उबलता है। यह द्रवणांक से नीचे भी काफी वाष्पशील है और बैजनी रंग की वाष्पें देता है। इसका वाष्प-घनत्व १२८ है अतः इसका अणु द्वि-परमाणक (I_2) है। यह वाष्पें हवा से ६ गुना भारी हैं।

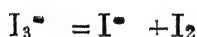
आयोडीन पानी में कम ही विलेय है। संतृप्त विलयन में लगभग ०.०११ प्रतिशत आयोडीन होता है। (12° पर ३६१६ भाग जल में १ भाग, 45° पर १०८४ भाग जल में १ भाग)। इसके विलयन का रंग भूरा-पीला होता है। यह विलयन रख छोड़ने पर निम्न प्रकार विभक्त हो जाता है—



परन्तु आयोडीन पोटैसियम आयोडाइड की विद्यमानता में पानी में बहुत बुल सकता है। पोटैसियम आयोडाइड के साथ यह KI_3 रूप का यौगिक बनाता है—



यह पोटैसियम त्रिआयोडाइड विलयन में I_3^- आयन देता है। परन्तु यह आयन भी शीघ्र विभक्त होकर मुक्त आयोडीन देती है—



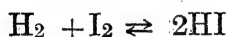
अतः लगभग सभी प्रतिक्रियाओं में आयोडीन का पोटैसियम आयोडाइड में विलयन उसी प्रकार व्यवहार करता है मानो यह आयोडीन का विलयन ही हो।

आयोडीन क्लोरोफार्म और कार्बन टिर्सलफाइड में अच्छी तरह विलेय है। विलयन का रंग बैजनी होता है। एलकोहल, ईथर और अन्य ऑक्सीजन युक्त विघ्नयकों में विलयन का रंग भूरा होता है—संभवतः विलायक और आयोडीन का कोई यौगिक बनता हो।

आयोडीन क्षार तत्त्वों के आयोडाइडों के साथ निम्न प्रकार के बहु-आयोडाइड भी बनाता है— CsI_3 , CsI_5 , RbI_3 , KI_7 आदि।

आयोडीन, पोटैशियम आयोडाइड, पानी (तीनों आधा आधा और) और एक १ पिंट शोधित स्पिरिट (अथवा मेथिलेटेड स्पिरिट) मिला कर जो विलयन बनता है उसे टिंक्चर आर्वायोडीन कहते हैं ।

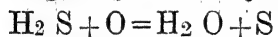
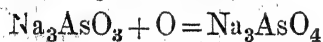
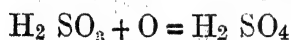
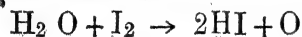
आयोडीन ऑक्सीजन से सीधे संयुक्त नहीं होता । हाइड्रोजन के साथ इसका योग होकर हाइड्रोजन आयोडाइड बनता है । प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है—



यह प्रतिक्रिया बहुत धीमी है, परन्तु प्लैटिनम की विद्यमानता में इसका वेग बढ़ जाता है । आयोडीन वाष्प और हाइड्रोजन का मिश्रण तप्त प्लैटिनम स्पंज के ऊपर प्रवाहित करना चाहिये ।

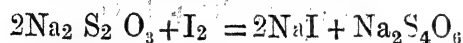
अन्य हैलोजन तत्त्वों की अपेक्षा आयोडीन कम क्रियावान् है । अधातुओं में यह केवल फॉस्फोरस, क्लोरीन और फ्लोरीन से सीधे संयुक्त होता है । धातुयें इसके साथ काफी उग्रता से संयुक्त होती हैं, फिर भी उतनी उग्रता से नहीं जितनी कि क्लोरीन या ब्रोमीन के साथ ।

अन्य हैलोजनों की अपेक्षा आयोडीन कम प्रबल उपचायक है । फिर भी यह सल्फाइट को सल्फेट में, आर्सेनाइट को आर्सेनेट में, एवं हाइड्रोजन सल्फाइड को गन्धक में परिणत कर देता है । सभी प्रतिक्रियाओं में हाइड्रो-आयोडिक एसिड बनता है—



इनमें से अधिकांश प्रतिक्रियाओं का उपयोग अनुमापन में किया जाता है ।

आयोडीन का विलयन हाइपो के योग होने पर नीरङ्ग पड़ जाता है, प्रतिक्रिया में सोडियम चतुःथायोनेट बनता है—



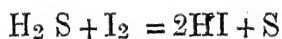
इस प्रतिक्रिया का उपयोग भी अनुमापन में होता है ।

आयोडीन का हलका विलयन स्टार्च (निशास्ता) के विलयन के साथ सुन्दर नीला रंग देता है । १० लाख भाग विलयन में एक भाग ही आयोडीन क्यों न हो, यह स्टार्च के विलयन के साथ हलका नीला रङ्ग देगा । इस १० शां० १२५

प्रयोग के आधार पर आयोडीन की सूक्ष्म मात्राओं की पहचान की जा सकती है। प्रयोग करने के लिये स्टार्च के ताजे बने विलयन का प्रयोग करना चाहिये। कई दिन का रक्खा हुआ स्टार्च विलयन उदविच्छेदित होने पर ऐसे यौगिक देता है जो आयोडीन के साथ ठोक रंग नहीं देते।

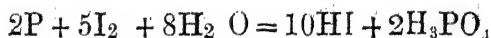
हाइड्रोआयोडिक एसिड या हाइड्रोजन आयोडाइड, HI—यह एसिड आयोडाइडों और एसिडों के योग से सीधा नहीं बन सकता। हाइड्रोजन और आयोडीन वाष्पों तप्त प्लैटिनम स्पंज या प्लैटिनीकृत ऐसबेस्टस की विद्यमानता में संयुक्त होकर हाइड्रोआयोडिक एसिड देती हैं जिसका उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। साथ में जो आयोडीन वाष्प भी संगृहीत हुई हों उन्हें नम लाल फॉस्फोरस के योग से अलग कर देते हैं।

आयोडीन के विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करके भी हाइड्रोआयोडिक एसिड का विलयन प्राप्त किया जा सकता है। प्रतिक्रिया में अवक्षिप्त गन्धक को छान कर अलग कर देते हैं।



आयोडीन को पानी में आस्रसित करने हैं और फिर हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करते हैं जब तक कि आयोडीन का सब रङ्ग उड़ न जाय।

हाइड्रोजन आयोडाइड बनाने की सरल विधि लाल फॉस्फोरस, पानी, और आयोडीन के योग से है। शुष्क फ्लास्क में लाल फॉस्फोरस और आयोडीन का मिश्रण लेते हैं और थिसेलफनेल से थोड़ा थोड़ा करके पानी मिश्रण पर छोड़ते हैं। यदि गैस बहुत तेजी से निकले तो फ्लास्क को ठंडा कर लेना चाहिये—



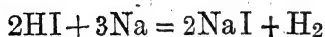
संभवतः प्रतिक्रिया में पहले फॉस्फोरस आयोडाइड बनता है, जो बाद को पानी से विभक्त होकर हाइड्रोआयोडिक एसिड देता है—



प्रतिक्रिया द्वारा हाइड्रोजन आयोडाइड गैस निकलती है, उसे पानी में प्रवाहित करके धोल लिया जाता है।

हाइड्रोजन आयोडाइड के गुण—यह नीरंग धूमवान् गैस है। इसमें तीक्ष्ण गन्ध होती है। १ आयतन जल में १०° पर यह ४२५ आयतन विलेय है। ०° पर ४ वायुमंडल के दाब पर यह द्रवीभूत किया जा सकता

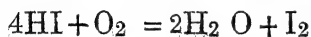
है। द्रव का कथनांक -३५.५° और हिमांक -५०.६° है। इसकी वाष्पों का सापेक्ष घनत्व ६.३६४ है। सोडियम संरस के योग से यह दिखाया जा सकता है कि दो आयतन हाइड्रोजन आयोडाइड में से १ आयतन हाइड्रोजन बनता है।



२ आयतन

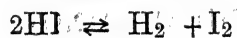
१ आयतन

इसके सान्द्र विलयन को गरम करने पर समकवाथी अर्थात् स्थिर कथनांक का मिश्रण प्राप्त होता है जो १२६° पर उबलता है और जिसमें भार की अपेक्षा से ५७ प्रतिशत ऐसिड होता है। इसका ताजा विलयन नीरंग होता है पर हवा में यह विलयन पीला पड़ जाता है—



शुष्क हाइड्रोजन आयोडाइड और शुष्क ऑक्सीजन का मिश्रण भी धूप में रखने पर इसी प्रतिक्रिया के अनुसार विभक्त होकर आयोडीन देता है।

स्वतः हाइड्रोजन आयोडाइड धूप में रखा हुआ विभक्त होता रहता है। विक्टर मेयर (Victor Meyer) के एक प्रयोग में १० दिन में विभाजन ६० प्रतिशत और १ वर्ष में ६६ प्रतिशत हुआ।

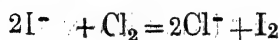
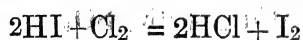


गरम करने पर यह विभाजन और अधिक वेग से होता है। साम्यावस्था ३५०° पर १६.३ प्रतिशत पर और ४४४° पर ७६ प्रतिशत पर स्थापित होती है। २५०° से नीचे के तापक्रम पर विभाजन बहुत धीरे होता है। स्पंजी प्लैटिनम की उपस्थिति में विभाजन का वेग और बढ़ जाता है।

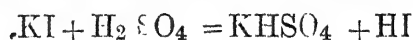
हाइड्रोजन आयोडाइड के विलयन को ठंढा करने पर कई हाइड्रेट पृथक् होते हैं—



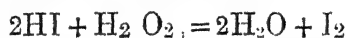
यह ऐसिड क्लोरीन या ब्रोमीन के योग से आयोडीन मुक्त कर देता है—



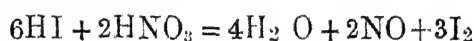
लगभग प्रत्येक उपचायक पदार्थ हाइड्रोआयोडिक एसिड का उपचयन कर देता है, और आयोडीन मुक्त होता है। ये प्रतिक्रियाएँ पोटैसियम आयोडाइड और हलके सल्फ्यूरिक एसिड के साथ की जा सकती हैं—



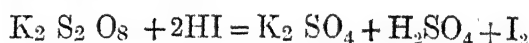
(१) हाइड्रोजन परोक्साइड के साथ—



(२) नाइट्रिक एसिड के साथ—

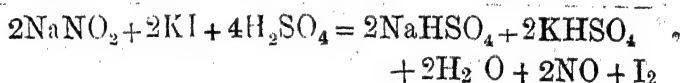
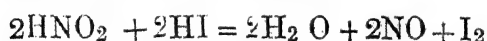
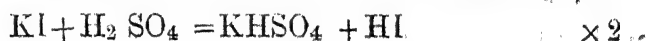


(३) परसलफेट के साथ—

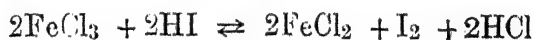


नीचे लिखी निम्न प्रतिक्रियाओं में भी हाइड्रोआयोडिक एसिड या आयोडाइडों से आयोडीन निकलता है—

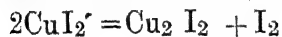
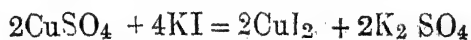
(१) सोडियम नाइट्राइट और पोटैसियम आयोडाइड के मिश्रण से हलके एसिड की उपस्थिति में—



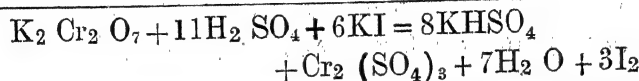
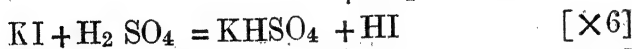
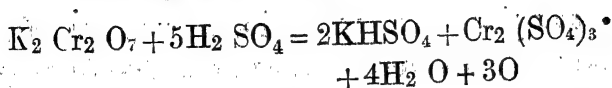
(२) फेरिक क्लोराइड के साथ—



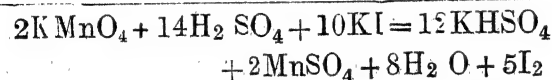
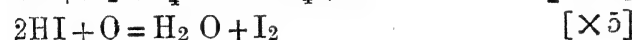
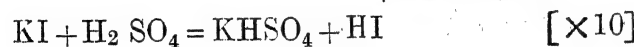
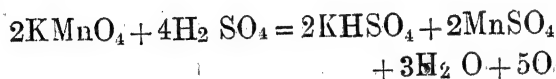
(३) ताम्र सल्फेट पोटैसियम आयोडाइड के साथ पहले तो क्यूप्रिक आयोडाइड, CuI_2 , देता है जो अस्थायी होने के कारण तत्काल स्वतः विभाजित होकर क्यूप्रस आयोडाइड, Cu_2I_2 , और आयोडीन देता है—



(४) पोटैसियम दिक्रोमेट के आम्ल विलयन के साथ—



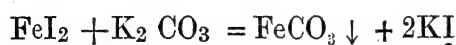
(५) पोटैसियम परमैंगनेट का विलयन भी आम्ल पोटैसियम आयोडाइड के साथ—



आयोडाइड—हाइड्रोआयोडिक एसिड के लवणों को आयोडाइड कहते हैं। इनकी कुछ प्रतिक्रियाएँ ऊपर दी जा चुकी हैं। रजत, थैलस और क्यूप्रस आयोडाइड के समान कुछ आयोडाइडों को छोड़ कर शेष आयोडाइड पानी में विलेय हैं। आयोडाइडों के विलयन में सिलवर नाइट्रेट का विलयन छोड़ने पर सिलवर आयोडाइड का पीला अवक्षेप आता है, जो नाइट्रिक एसिड और अमोनिया के विलयनों में अविलेय है।

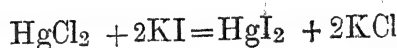
सभी आयोडाइड मैंगनीज़ ट्राइऑक्साइड और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर आयोडीन वाष्प देते हैं। आयोडाइड के विलयनों को आम्ल करके इनमें सोडियम नाइट्राइट छोड़ने पर भी आयोडीन मुक्त होता है। इन प्रतिक्रियाओं का उपयोग आयोडाइडों की पहिचान में किया जाता है।

पोटैसियम आयोडाइड—लोहे के चूरे को पानी और आयोडीन के साथ घोटने पर फेरस आयोडाइड, FeI_2 , बनता है। इसके विलयन में पोटैसियम कार्बोनेट छोड़ते हैं—



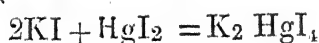
छान कर फेरस कार्बोनेट का अवक्षेप अलग कर लेते हैं। विलयन को सुखा कर आयोडाइड के मणिम प्राप्त हो जाते हैं।

• **मरक्यूरिक आयोडाइड**—पोटैसियम आयोडाइड और मरक्यूरिक क्लोराइड के योग से मरक्यूरिक आयोडाइड का सेंदुरी रंग का सुन्दर अवक्षेप आता है।



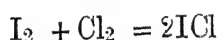
यह आयोडाइड दो प्रकार का होता है। एक तो लाल जो 126° के नीचे स्थायी है और दूसरा पीला जो 126° के ऊपर स्थायी है।

मरक्यूरिक आयोडाइड पोटैसियम आयोडाइड के आधिक्य में विलेय है—



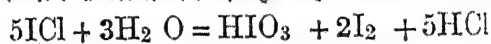
विलयन में से पोटैसियम मरक्यूरिक आयोडाइड के मणिभ प्राप्त होते हैं।

आयोडीन एक-क्लोराइड, ICl—क्लोरीन गैस को आयोडीन के ऊपर प्रवाहित करने पर यह बनता है—

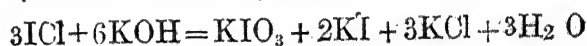


यह गहरे लाल रंग का द्रव है, जो रक्खे रहने पर (विशेषतया त्रिक्लोराइड के सुद्ध अंश की उपस्थिति में) ठोस पड़ जाता है। ठोस पड़ने पर जो पदार्थ पहली बार बनता है वह 18° पर द्रवीभूत होता है, पर थोड़ी देर रख छोड़ने पर यह दूसरा स्थायी रूपान्तर देता है जिसका द्रवणांक 26.2° है। इसके रवे सुन्दर लाल सुई ऐसे होते हैं। यदि द्रव आयोडीन क्लोराइड को 18° के नीचे तक ठंडा कर लिया जाय और फिर इस द्रव में यदि पहले रूपान्तर के एक-दो मणिभ छोड़े जायँ, तो समस्त क्लोराइड के पहले रूपान्तर के मणिभ मिलेंगे। यदि द्रव में दूसरे रूपान्तर के मणिभों का वपन किया जाय, तो दूसरे रूपान्तर के ही मणिभ द्रव में से पृथक् होंगे।

पानी के योग से आयोडीन एक-क्लोराइड विभाजित हो जाता है—

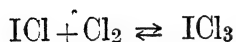


इसी प्रकार क्षारों के योग से क्लोराइड, आयोडेट और आयोडाइड बनते हैं—



आयोडीन और अम्लराज के योग से भी आयोडीन क्लोराइड बनता है। पोटैसियम क्लोरेट और आयोडीन को गरम करने पर भी यह बनता है। यह 16.8° पर उबलता है।

आयोडीन त्रिक्लोराइड, ICl₃—यह आयोडीन अथवा आयोडीन क्लोराइड पर क्लोरीन के आधिक्य से बनता है—



यह उत्क्रमणीय प्रतिक्रिया है, क्योंकि त्रिक्लोराइड एक-क्लोराइड में विभक्त हो जाता है। 60° के ऊपर यह विभाजन शतप्रतिशत होता है।

आयोडीन पंचौक्साइड को हाइड्रोजन क्लोराइड में गरम करने पर भी त्रिक्लोराइड बनता है—

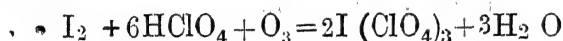


यह नीबू के से पीले रंग का मणिभीय पदार्थ है। यह भी क्षारों के योग से आयोडेट, क्लोराइड और आयोडाइड में विभक्त हो जाता है।

आयोडीन लवण—आयोडीन को हैम ऐसीटिक एसिड में घोल कर यदि क्लोरीन एकौक्साइड, Cl_2O , से प्रतिकृत करें तो आयोडीन ऐसीटेट, $\text{I}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, लवण बनता है।

आयोडीन सल्फेट, $\text{I}_2(\text{SO}_4)_3$, और आयोडीन परक्लोरेट, $\text{I}(\text{ClO}_4)_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, भी बनाये गये हैं। आयोडीन त्रिक्लोराइड के समान इन लवणों में आयोडीन की संयोज्यता ३ है।

आयोडीन को निर्जल परक्लोरिक एसिड में घोल कर और ठंडा करके ओज़ोन की प्रतिक्रिया से आयोडीन परक्लोरेट बनता है—



आयोडीन पंचफ्लोराइड, IF_5 —यह आयोडीन और फ्लोरीन के योग से बनता है। इसका द्रवणांक -10° , और क्वथनांक 60° है।

आयोडीन के ऑक्साइड और ऑक्सि-एसिड—आयोडीन के तीन ऑक्साइड, IO_2 (या I_2O_4), I_4O_9 और I_2O_5 पाये जाते हैं। इनके संबंधित सब ऑक्सि-एसिड तो नहीं, पर निम्न वख्यात हैं—

ऑक्साइड

ऑक्सि-एसिड

—

हाइपो आयोडस HOI

आयोडीन द्विऑक्साइड, IO_2 या I_2O_4

—

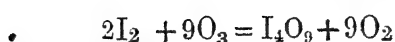
आयोडीन पंचौक्साइड, I_2O_5

आयोडिक HIO_3

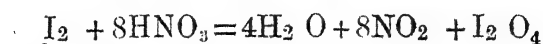
परायोडिक HIO_4

$2\text{H}_2\text{O}$ या H_5IO_6

आयोडीन ऑक्साइड—शुष्क आयोडीन और ओज़ोन के योग से पीला ऑक्साइड, I_4O_9 , मिलता है—

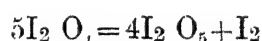


ठंडे नाइट्रिक एसिड और आयोडीन के योग से नीबू के रंग सा पीला चूर्ण द्विआक्साइड, IO_2 या I_2O_4 का प्राप्त होता है।



आयोडिक एसिड को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर भी यह बनता है।

यह द्विआक्साइड 120° तक गरम करने पर आयोडीन और आयोडीन पंचौक्साइड देता है—

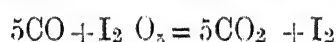


आयोडीन पंचौक्साइड, I_2O_5 —यह आयोडिक एसिड को 200° तक गरम करने पर मिलता है—



यह श्वेत ठोस पदार्थ है। 300° तक गरम करने पर यह गलता और फिर विभक्त हो जाता है—आयोडीन और ऑक्सीजन पृथक् पृथक् हो जाते हैं।

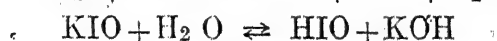
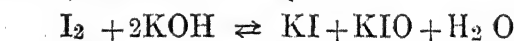
यह पदार्थ कार्बन एक्साइड के द्विआक्साइड में परिणत कर देता है—



आयोडीन पंचौक्साइड पानी में घुल कर आयोडिक एसिड देता है।



हाइपोआयोडस एसिड, HIO —ठंडे हलके कास्टिक सोडा के विलयन में आयोडीन घुल कर एक पीला सा विलयन देता है जिसमें केसर की सी गन्ध होती है। इस विलयन में थोड़ा सा हाइपोआयोडस एसिड होता है जो निम्न प्रतिक्रियाओं से बना है—

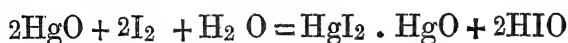


अथवा यह समझना चाहिये कि आयोडीन के अणु का उद्विच्छेदन हुआ है—

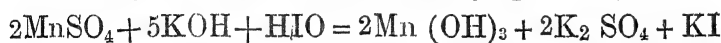
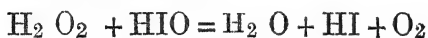
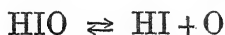
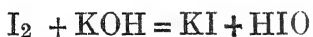


इस प्रतिक्रिया से स्पष्ट है कि HIO यौगिक को क्षीण भस्म $\text{I}(\text{OH})$ समझना चाहिये, न कि एसिड।

ताजे अवक्षिप्त भरवयूरिक आक्साइड और जलीय आयोडीन विलयन को हिलाने पर भी हाइपोआयोडस एसिड बनता है—



जब आयोडीन का क्षार में ताजा विलयन बनता है तो विलयन की गन्ध से, इसके रंग से और इसकी उपचायक और विरंजन प्रतिक्रियाओं से यह स्पष्ट हो जाता है कि विलयन में आयोडीन का कोई निम्नतर आक्साइड बना है। इस विलयन के योग से नील-रंग उड़ जाता है; हाइड्रोजन पराक्साइड के विलयन में से आक्सीजन निकलने लगता है, मैंगनस सल्फेट का विलयन भूरे रंग का मैंगनिक हाइड्रैक्साइड, $\text{Mn}(\text{OH})_3$, का अवक्षेप देता है—



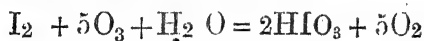
आयोडीन और हलके कास्टिक विलयन में एलकोहल छोड़ कर गरम किया जाय तो आयोडोफॉर्म का पीला अवक्षेप आवेगा—



पोटैसियम हाइपोआयोडाइट का विलयन रख छोड़ने पर धीरे धीरे और गरम करने पर शीघ्र ही पोटैसियम आयोडेट और आयोडाइड में परिणत हो जाता है—



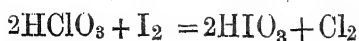
आयोडिक एसिड, HIO_3 —पानी की उपस्थिति में ओज़ोन और आयोडीन के योग से यह एसिड बनता है—



आयोडीन को दसगुने (भार के हिसाब से) नाइट्रिक एसिड (घनत्व १.५) के साथ उबालने पर भी यह बनता है—

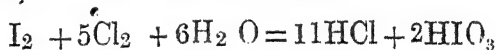


क्लोरिक एसिड और आयोडीन के योग से भी यह बनता है—



यही ऐसी प्रतिक्रिया है जिसमें आयोडीन क्लोरीन को विस्थापित करने में समर्थ होता है। इस काम के लिये बेरियम क्लोरेट के उबलते विलयन में गरम हलका सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ो। बेरियम सल्फेट का अवक्षेप नीचे बैठ जायगा। क्लोरिक एसिड को निधार लो। एक फ्लास्क में आयोडीन लेकर क्लोरिक एसिड के विलयन को इस पर डालो। प्रतिक्रिया आरम्भ करने के लिये थोड़ा सा गरम करो। विलयन में वायु प्रवाहित कर के उसमें से क्लोरीन निकाल दो। अब सावधानी से विलयन को सुखाओ। इस प्रकार आयोडिक एसिड के मणिभ मिलेंगे।

यदि आयोडीन को पानी में आस्रित करें और फिर उसमें क्लोरीन प्रवाहित करें, तो भी आयोडिक एसिड बनेगा।

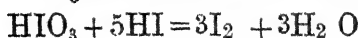
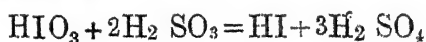


सिल्वर आक्साइड डाल कर हाइड्रोक्लोरिक एसिड दूर कर लेते हैं (अविलेय सिल्वर क्लोराइड बनता है जिसे छान डालते हैं)।

आयोडिक एसिड के श्वेत मणिभ पानी में बहुत विलेय हैं, पर एल-कोहल में लगभग सर्वथा अविलेय हैं। गरम करने पर (२५०°) ये आयोडीन पंचौक्साइड देते हैं।

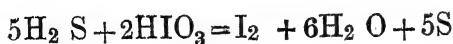
यह एसिड उपचायक पदार्थों के साथ आयोडीन देता है। नीले लिटमस पत्र को यह पहले तो लाल करता है (क्योंकि एसिड है), और फिर नीरंग कर देता है (क्योंकि उपचायक है)। कोयला, गन्धक और फॉस्फोरस इसके साथ मिला कर गरम करने पर दमकते हुये जलने लगते हैं।

आयोडिक एसिड और सल्फ्यूरस एसिड में प्रतिक्रिया धीरे धीरे समय के अनुसार अग्रसर होती है। दोनों को मिलाने पर कुछ क्षण तो प्रतिक्रिया चलती ही नहीं (आवेश काल), फिर एकदम विलयन पीला पड़ जाता है (मुक्त आयोडीन से) —

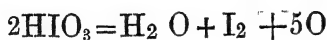


आयोडीन फिर सल्फ्यूरस एसिड के साथ प्रतिकृत होकर हाइड्रोजन आयोडाइड देता है। यह हाइड्रोजन आयोडाइड फिर आयोडिक एसिड के साथ प्रतिक्रिया करता है। इस प्रकार की शृंखला चलती रहती है।

आयोडिक एसिड हाइड्रोजन सल्फाइड को उपचित करके गन्धक देता है—



इसी प्रकार दूसरी भी उपचायक प्रतिक्रियायें इस एसिड द्वारा होती हैं, जिनका सामान्य समीकरण इस प्रकार है—

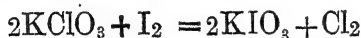


आयोडेट—कास्टिक पोटाश के सान्द्र विलयन को आयोडीन के साथ गरम करने पर पोटेसियम आयोडेट, KIO_3 , बनता है।



यह कम ही विलेय है अतः विलयन के ठंडे होने पर इसके मणिम पृथक् होने लगते हैं।

पोटेसियम क्लोरेट के सान्द्र विलयन को आयोडीन के साथ गरम करने पर भी पोटेसियम आयोडेट बनता है—



आयोडिक एसिड वस्तुतः द्विभासिक एसिड है, इसे $\text{H}_2\text{I}_2\text{O}_6$ लिखना चाहिये। इसके तीन प्रकार के लवण देखे जाते हैं—

(१) सामान्य पोटेसियम आयोडेट, KIO_3

(२) एसिड पोटेसियम आयोडेट, $\text{KIO}_3 \cdot \text{HIO}_3$ या KH_2IO_6

(३) द्विएसिड पोटेसियम आयोडेट, $\text{KIO}_3 \cdot 2\text{HIO}_3$

एसिड पोटेसियम आयोडेट और एसिड पोटेसियम सक्सिनेट (सक्सिनिक एसिड का एसिड लवण) के मणिम समरूप हैं।

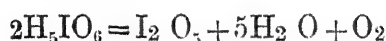
आयोडेट मॉलिब्डिक, टंगस्टिक और फॉस्फोरिक एसिडों के साथ संकीर्ण यौगिक भी बनाते हैं।

आयोडेटों की पहचान सल्फ्यूरस एसिड के साथ की जाती है। दोनों के परस्पर योग से आयोडीन निकलता है जो स्टार्च के विलयन के साथ नीला रंग देता है।

आयोडिक एसिड का सूत्र $\text{HO}-\overset{+}{\text{I}} \begin{matrix} \nearrow \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \\ \searrow \text{O} \end{matrix}$ है (जैसा कि क्लोरिक एसिड का)।

परआयोडिक ऐसिड— $\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ या H_5IO_6 —यद्यपि आयोडीन सप्तोक्साइड, I_2O_7 , नहीं ज्ञात है, इसका डाइड्रेट परआयोडिक ऐसिड पाया गया है। यदि आयोडिक ऐसिड के सान्द्र विलयन का विद्युत् विच्छेदन किया जाय, और विलयन को काफी ठंढा रखा जाय, लेड परोक्साइड से आवृत्त सीसे के प्लेट को धनद्वार (ऐनोड) बनाया जाय, और इस ऐनोड को रन्ध्रमय सेल में रखा जाय, एवं हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड में डूबे हुये प्लैटिनम को कैथोड (ऋण द्वार) माना जाय, तो परायोडिक ऐसिड, HIO_4 , बनता है।

इसके विलयन को सुखाने पर इसमें से जलग्राही नीरंग मणिम $\text{HI}(\text{O})_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ के मिलते हैं। इन्हें शून्य में गरम करने पर HIO_4 बनता है। इसके मणिमों का वयथनांक 133° है। ये 180° तक गरम करने पर विभाजित हो जाते हैं—

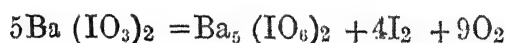


यह ऐसिड प्रबल अम्ल है और अच्छा उपचायक है।

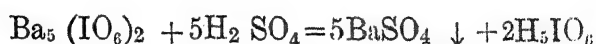
यदि पोटैसियम आयोडेट के विलयन में थोड़ा सा पोटैसियम क्रोमेट मिला कर ऊपर की भाँति ही विद्युत् विच्छेदन किया जाय तो अविलेय पोटैसियम परआयोडेट, KIO_4 , बनता है।

१० प्रतिशत कास्टिक सोडा के उबलते विलयन में आयोडीन उबाल कर क्लोरीन प्रवाहित करने पर ऐसिड सोडियम परआयोडेट, $\text{Na}_2\text{H}_3\text{IO}_6$, का अवक्षेप आता है। रजत नाइट्रेट के विलयन के साथ 100° पर यह काला अवक्षेप Ag_3IO_5 का देता है।

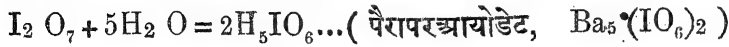
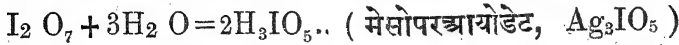
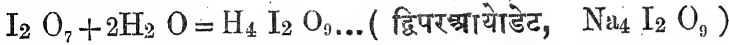
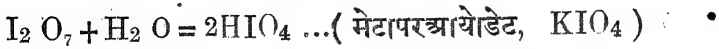
बेरियम परआयोडेट, $\text{Ba}_5(\text{IO}_6)_2$ — बेरियम आयोडेट को रक्त-ताप तक गरम करने पर बेरियम परआयोडेट बनता है—



यह बहुत स्थायी है। हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड के योग से यह परआयोडिक ऐसिड बनता है—



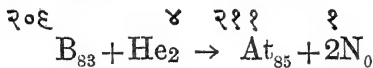
काल्पनिक आयोडिक सप्तोक्साइड, I_2O_7 , और जल के योग से कई प्रकार के परआयोडेट बनते हैं—



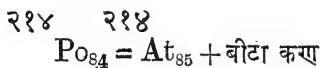
ऐस्टेटीन, At

[Astatine]

फ्लोरीन से लेकर आयोडीन तक तो हैलोजन तत्व लवणों के रूप में प्रकृति में पाये जाते हैं। परन्तु इसी समूह में ८५ परमाणु-संख्या वाला एक स्थान आवर्त संविभाग में खाली है। लगभग सन् १९४६ में सेग्रे (Segre) और उसके सहकारियों ने कृत्रिम विधि से ८५ परमाणु संख्या का एक तत्व तैयार किया। यह तत्व अस्थायी है, इसलिए उन्होंने इसका नाम ऐस्टेटीन दिया। २०६ परमाणुभार वाले विसमथ का इन्होंने एलफा कणों से संघर्ष कराया। संघर्ष द्वारा प्रति परमाणु दो न्यूट्रोन निकल गये और ऐस्टेटीन बना—



पोलोनीयम से बीटा-कण निकलने पर इसी तत्व के एक अन्य समस्थानिक का बनना देखा गया है—



ऐस्टेटीन तत्व का अर्धजीवन काल ७.५ घंटे है।

प्रश्न

१. फ्लोरीन अपने समूह के अन्य हैलोजन तत्वों से किस बात में भिन्न है ?
२. “फ्लोरीन का तत्व रूप में तो कोई महत्त्व नहीं है, पर इसके अनेक यौगिक बड़े उपयोगी और विशेष गुणों से संपन्न सिद्ध हुए हैं।” इस उक्ति की विवेचना करो। (आगरा, १९३०)
३. फ्लोरीन तत्व कैसे प्राप्त किया जा सकता है ? इसके बनाने और प्रयोग करने में क्या सावधानियाँ रखनी पड़ती हैं ? क्लोरीन के गुणों से इसके गुणों की तुलना करो। (पंजाब, १९४०)
४. आयोडीन और ब्रोमीन तत्वों का ऋणाणु-उपक्रम बताओ। हैलोजन

- समूह का आवर्त संविभाग में क्या स्थान है, विवेचना पूर्वक लिखो।
टेल्यूरियम और आयोडीन की स्थिति में क्या अपवाद है ?
- ५. कई हैलोजनों से बने पारस्परिक यौगिकों का सूक्ष्म वर्णन दो।
- ६. हाइड्रोक्लोरिक एसिड विलयन में कैसे तैयार करोगे, और इस विलयन में निर्जल एसिड कैसे बनाओगे ? पोटेसियम क्लोराइड और पोटेसियम फ्लोराइड में पहिचान कैसे करोगे ? (आगरा, १९३१)
- ७. ब्रोमीन तत्त्व किस प्रकार तैयार किया जाता है ? इससे होनेवाली कुछ उपचयन प्रतिक्रियायें दो।
- ८. क्लोरीन के ऑक्साइड कौन कौन प्रसिद्ध हैं ? इन्हें कैसे बनाओगे ?
- ९. क्लोरीन बनाने की व्यापारिक विधियाँ कौन कौन सी हैं ? इसके उपयोग से विरंजक चूर्ण कैसे बनते हैं ? इस चूर्ण का संगठन क्या है ? विरंजक चूर्ण में प्राप्य क्लोरीन कितनी है, कैसे निकालोगे ?
(आगरा, १९३४)
- १०. (क) पारे के पीले अवक्षिप्त ऑक्साइड पर क्लोरीन गैस की प्रतिक्रिया से क्या बनता है ?
(ख) पोटेसियम क्लोरेट और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से क्या बनता है ?
(ग) पोटेसियम क्लोरेट पर आयोडीन की प्रतिक्रिया से क्या होता है ?
- ११. क्लोरिक और परक्लोरिक एसिड और इसके लवणों का सूक्ष्म वर्णन दो।
- १२. क्या आवर्त संविभाग में फ्लोरीन और हाइड्रोजन को उचित स्थान मिला है ? विवेचना करो। (नागपुर, १९४४)
- १३. हैलोजनों के हाइड्र-एसिडों की परस्पर तुलना करो। हाइड्रोक्लोरिक एसिड अन्यो से किस बात में भिन्न है ?
- १४. हाइड्रोआयोडिक एसिड कैसे बनाओगे ? इसके क्या उपयोग हैं ?
- १५. पोटेसियम आयोडाइड, पोटेसियम क्लोरेट, सोडियम हाइपोक्लोराइट, और पोटेसियम आयोडेट कैसे बनाते हैं ?
- १६. पोटेसियम आयोडाइड विलयन पर (१) आयोडीन की, (२) नाइट्रिक एसिड की, (३) ताम्र सल्फेट विलयन की और (४) क्लोरीन की क्या प्रतिक्रियायें होती हैं ?
- १७. हैलोजनों के ऑक्साइड और ऑक्सि-अम्लों की तुलना करो।
(लखनऊ, १९४६)

अध्याय २३

सप्तम समूह के तत्व (२)

मैंगनीज़, मैसूरियम और रेनियम

[Manganese, Masurium and Rhenium]

सप्तम समूह के क-उपसमूह में तीन तत्व हैं, जिनमें से मैंगनीज़ ही अधिक उल्लेखनीय है। शेष मैसूरियम (टेक्नीशियम) और रेनियम हैं जो प्रकृति में बहुत कम पाये जाते हैं। इन तीनों के परमाणुओं का ऋणाणु उपक्रम नीचे दिया जाता है। मैसूरियम का उपक्रम काल्पनिक है।

२५ मैंगनीज़ (Mn)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^5. 4s^2.$

४३ मैसूरियम (Ma)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^5. 5s^2.$

७५ रेनियम (Re)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^6. 5d^5. 6s^2.$

इन तत्वों के परमाणुओं के बाह्यतम उपकक्ष में दो ऋणाणु s^2 हैं, जिससे स्पष्ट है, कि स्थायी यौगिकों में इन तत्वों की संयोज्यता दो है। बाह्यतम उपकक्ष से पूर्व के उपकक्ष में $s^2 p^6 d^5$ स्थिति है।

वस्तुतः मैंगनीज़ और रेनियम के यौगिकों में इन तत्वों की संयोज्यतायें बहुत परिवर्तनशील पायी जाती हैं। दोनों तत्वों के ४-५ ऑक्साइड पाये जाते हैं, जिनमें से कई आम्ल हैं। इन दोनों के ही पर-लवण (परमैंगनेट और पररेनेट) स्थायी यौगिक हैं।

मैंगनीज़ और हैलोजन तत्वों में समानतायें—यद्यपि मैंगनीज़ हैलोजन समूह का है पर यह उन तत्वों से मुख्य सभी बातों में भिन्न है। हैलोजन तत्व अधातु हैं पर मैंगनीज़ धातु है। क्लोरीन और ब्रोमीन के बीच का होाने के कारण यह तत्व द्रव या गैस होना चाहिये था, पर यह ठोस पदार्थ है। आयोडीन तत्व के लवणों, त्रिक्लोराइड, ICl_3 , ऐसीटेट $I(CH_3COO)_3$, फॉस्फेट, IPO_4 , आदि में आयोडीन त्रिसंयोज्य है।

मैंगनीज अपने स्थायी लवणों में द्विसंयोज्य है, पर कुछ मैंगनिक लवणों में यह आयोडीन के समान त्रिसंयोज्य है— $MnCl_3$, $Mn(CH_3COO)_3$ और $MnPO_4$ । आयोडीन से इस प्रकार मैंगनीज की कुछ समानता अवश्य है। इसी प्रकार मैंगनीज का एक ऑक्साइड, Mn_2O_7 है जो Cl_2O_7 और I_2O_7 से मिलता जुलता है। इस प्रकार परक्लोरिक एसिड, $HClO_4$, और परमैंगनिक एसिड, $HMnO_4$, भी संगठन में समान हैं। इनके लवण पोटैशियम परक्लोरेट, $KClO_4$ और पोटैशियम परमैंगनेट, $KMnO_4$ के मणिम भी समाकृतिक हैं। रजत परक्लोरेट और रजत परमैंगनेट दोनों पानी में लगभग अविलेय हैं।

मैंगनीज और क्रोमियम—मैंगनीज धातु कई बातों में क्रोमियम से मिलती जुलती है। शुद्ध क्रोमियम चाँदी के समान श्वेत, पर मैंगनीज धूसर श्वेत रंग का है। इन दोनों के ही द्रवणांक बहुत ऊँचे हैं—क्रोमियम का १६१५° है, और मैंगनीज का १२०५° । दोनों के ही लवण रंगीन होते हैं। क्रोमियम के क्रोमस लवण अस्थायी और क्रोमिक स्थायी होते हैं, पर मैंगनीज के मैंगनस स्थायी और मैंगनिक अस्थायी होते हैं। क्रोमियम और मैंगनीज दोनों धातुएँ और उनके लवण अनुचुम्बकीय हैं। क्रोमियम जिस प्रकार क्रोमिक एसिड देता है, उसी प्रकार मैंगनीज मैंगनिक एसिड देता है। क्रोमेट और दिक्रोमेट लवण मैंगनेट और परमैंगनेट के समान समझे जा सकते हैं। ये क्रोमियम या मैंगनीज के ऑक्साइडों के द्वार (जैसे सोडियम कार्बोनेट) और उपचायक पदार्थ (जैसे शोरा) के साथ गला कर बनाये जाते हैं।

क्रोमियम के CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 आदि कई ऑक्साइड हैं। इसी प्रकार मैंगनीज के MnO , MnO_2 , Mn_2O_3 , Mn_2O_7 आदि कई ऑक्साइड पाये जाते हैं।

मैंगनीज और रैनियम—मैंगनीज के समान रैनियम भी कई ऑक्साइड देता है— Re_2O_7 (जैसे Mn_2O_7), ReO_2 (जैसे MnO_2), ReO_3 (जैसे MnO_3) आदि। मैंगनीज के सप्तऑक्साइड स्थायी हैं, पर रैनियम का सप्तऑक्साइड Re_2O_7 बहुत स्थायी है। द्विऑक्साइड तो दोनों के देखने में एक से ही काले लगते हैं।

मैंगनीज लवणों में उल्लेखनीय संयोज्यता २ है, पर रैनियम के यौगिकों में ७ है। रैनियम लवण के सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड विलयन में हाइड्रोक्लोरिक

सल्फाइड प्रवाहित करने पर Re_2S_7 सल्फाइड का अवक्षेप आता है। मैंगनीज के लवण अमोनिया के विलयन में MnS सल्फाइड का अवक्षेप देते हैं।

मैंगनीज के अस-यौगिकों में संयोज्यता २ और-इक में ३ है, पर रैनियम के २ और ३ संयोज्यता के यौगिक अस्थायी परन्तु ४, ५, ६ और ७ संयोज्यता वाले यौगिक स्थायी हैं।

रैनियम से प्राप्त पररेनिक ऐसिड, HReO_4 , में उपचायक गुण बहुत कम हैं, यद्यपि परमैंगनिक ऐसिड में उपचायकता प्रबल है। पोटैसियम परमैंगनेट गरम करने पर विभक्त हो जाता है, परन्तु पोटैसियम पररेनेट गरम करने पर भी स्थायी है। पररेनेट आयन- ReO_4^- नीरंग है, यद्यपि परमैंगनेट आयन- MnO_4^- , रंगीन होती है।

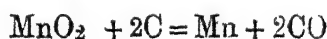
रैनियम और ऑसमियम—आवर्त संविभाग में रैनियम तत्त्व टंगस्टन (समूह ६) और ऑसमियम (समूह ८) के बीच में स्थित है। वस्तुतः रैनियम ऑसमियम तत्त्व से अधिक मिलता जुलता है। टंगस्टन का द्रवणांक 3280° और ऑसमियम का 2500° है। रैनियम का द्रवणांक (3180°) दोनों के बीच का है। रैनियम क्लोरीन के प्रवाह में गरम करने पर काला रैनियम चतुः क्लोराइड, ReCl_4 , देता है जो ऑसमियम चतुः क्लोराइड, OsCl_4 , से मिलता जुलता है। इससे बना पोटैसियम रेनिक्लोराइड, K_2ReCl_6 , पोटैसियम ऑसमि-क्लोराइड, K_2OsCl_6 , के समान है। पररेनेट आयन- ReO_4^- टंगस्टेट आयन WO_4^- के समान नीरंग है। कैलसियम टंगस्टेट, CaWO_4 , कैलसियम पररेनेट, CaReO_4 , के समाकृतिक है।

मैंगनीज के अयस्क और खनिज—संसार के समस्त देशों की अपेक्षा भारतवर्ष में सबसे अधिक मैंगनीज की खोदाई होती है। मैंगनीज का उपयोग लोहे के कारखानों में अधिक है, अतः जब से लोहे का व्यवसाय देश में बढ़ा है, मैंगनीज के व्यवसाय का भी प्रोत्साहन मिला है। भारतवर्ष में लोहे के अयस्कों से मिश्रित मैंगनीज के अयस्क पाये जाते हैं। सापेक्षतः शुद्ध मैंगनीज अयस्कों में ४०-६३ प्रतिशत मैंगनीज और ० से १० प्रतिशत लोहा होता है। मैंगनीफेरस लोह अयस्कों में ५-३० प्रतिशत मैंगनीज और ३०-६५ प्रतिशत लोहा होता है। फेरगिनस मैंगनीज अयस्कों में २५-५० प्रतिशत मैंगनीज और १०-३० प्रतिशत लोहा होता है।

देश में शुद्ध पायरोलूमाइट (pyrolusite), MnO_2 , मद्रास आदि प्रान्तों में पाया जाता है। छिदवाड़ा में (मध्यप्रान्त में ब्रौनाइट, (braunite), Mn_2O_3 , और मैंगनीज सिलिकेट राडोनाइट, (rhodonite), $MnSiO_3$, होता है। नागपुर, बालाघाट (मध्यप्रान्त), के ओझ्कर, सिद्धभूमि आदि स्थानों में भी मैंगनीज के अयस्क पाये जाते हैं।

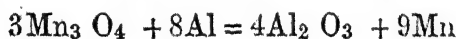
पायरोलूमाइट, और ब्रौनाइट के अतिरिक्त मैंगनीज के अन्य अयस्क हौसमेनाइट (hausmannite), Mn_3O_4 ; और मैंगेनाइट (manganite), $Mn_2O_3 \cdot H_2O$ हैं।

धातुकर्म—सन् १७४० में पौट (Pott) ने और सन् १७७४ में शीले (Scheele) ने पायरोलूमाइट की परीक्षा की। इसके अनन्तर गान (Gahn) ने पहली बार मैंगनीज द्विआक्साइड अयस्क को कोयले के साथ गरम करके मैंगनीज धातु तैयार की—



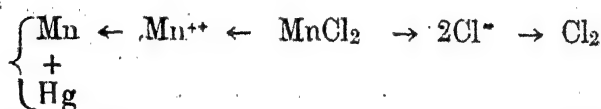
इस विधि से जो धातु बनी उसमें कुछ कार्बन भी था। यदि कोयला गणित मात्रा से कम लिया जाय, और मैंगनीज द्विआक्साइड और कोयले के मिश्रण को बिजली की भट्टी में गरम किया जाय तो शुद्ध मैंगनीज धातु बनती है। तापक्रम 1100° से ऊपर चाहिये।

आजकल धातु ऐल्यूमिनो-तापन विधि द्वारा बनायी जाती है। मैंगनीज द्विआक्साइड को रक्त-ताप तक गरम करने पर यह त्रिमैंगनिक चतुः आक्साइड, Mn_3O_4 , में परिणत हो जाता है। इसे ऐल्यूमीनियम चूर्ण के साथ मिला कर मूषा में मैंगनीशियम तार द्वारा जलाते हैं। प्रतिक्रिया में स्वयं इतना ताप उत्पन्न होता है कि पदार्थ गरम होकर सफेद दहकने लगते हैं।



इस प्रकार बनी धातु काफी शुद्ध होती है।

सान्द्र मैंगनस क्लोराइड विलयन के विद्युत्-विच्छेदन द्वारा अतिशुद्ध मैंगनीज मिलता है। कैथोड पारे का लेना चाहिये।



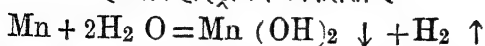
पारे के कैथोड पर

ऐनोड पर

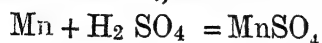
मैंगनीज़ धातु कैथोड पर जमा होती है। यहाँ यह पारे से मिल जाती है। शून्य में 250° पर खणन करके पारे को अलग कर लेते हैं।

धातु के गुण—यह धूसर श्वेत रंग की मृदु धातु है। इसका घनत्व ७.२ है और आपेक्षिक ताप 0.107 । यह 1241° पर गलती है। क्वथनांक 1500° है।

यदि मैंगनीज़ में कार्बन न हो, तो यह धातु हवा से उपचित नहीं होती। मैंगनीज़ का महीन चूर्ण हवा में जलता है। यह धातु पानी को ठंडे तापक्रम पर ही विभक्त करती है और हाइड्रोजन निकलता है—



यह हलके अम्लों में विलेय है, और मैंगनीस लवण बनते हैं—



मैंगनीज़ में जो कार्बन होता है, वह मैंगनीज़ कार्बाइड के रूप में माना जा सकता है। ऐसा होने पर पानी की प्रतिक्रिया और भी सरलता से होती है—



अतिशुद्ध धातु (जैसी विद्युत् विच्छेदन से मिलती है) संभवतः पानी से प्रतिक्रिया नहीं करती। तप्तमाप से भी थोड़ा ही असर होता है।

1250° के ऊपर मैंगनीज़ नाइट्रोजन से सीधे संयुक्त होता है और नाइट्राइड Mn_3N_2 और Mn_2N_2 बनते हैं। तप्त धातु पर अमोनिया प्रवाहित करने पर भी ये नाइट्राइड बनते हैं।

मैंगनीज़ धातु का अनेक मिश्र-धातुओं में उपयोग होता है। मामूली इस्पात में 0.1 से 0.3 प्रतिशत तक मैंगनीज़ होता है। ढलवाई लोहे में 2 प्रतिशत होता है। “मैंगनीज़ इस्पात” में तो 10 प्रतिशत तक मैंगनीज़ होता है। यह मिश्र-धातु भंगुर न होते हुये भी बड़ी कठोर होती है। साधारण इस्पात की अपेक्षा इस पर नमक, पानी और रासायनिक द्रव्यों का कम असर होता है।

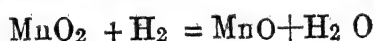
फेरोमैंगनीज़ (Ferromanganese) मिश्र-धातु में $70-80$ प्रतिशत मैंगनीज़, और 0.3 प्रतिशत से कम कार्बन होता है। स्पीगल (Spiegel) में $20-32$ प्रतिशत मैंगनीज़ और 0.3 प्रतिशत से अधिक कार्बन होता है। मैंगनीज़ ब्राँज़ (काँसा विशेष) में ताँबा, मैंगनीज़ और जस्ता होते हैं। मैंगनिन (manganin) में 23 भाग ताँबा, 13 भाग मैंगनीज़

और ४ भाग निकल होते हैं। इसका उपयोग बिजली की कुंडलियों के बनाने में होता है। ५५ भाग ताँबा, १५ भाग ऐल्यूमीनियम और ३० भाग मैंगनीज़ मिला कर जो मिश्रधातु बनती है, वह चुम्बकीय है।

मैंगनीज़ के ऑक्साइड—मैंगनीज़ के ६ ऑक्साइड मिलते हैं, जिनमें इसकी विभिन्न संयोज्यतायें व्यक्त हैं।

संयोज्यता	ऑक्साइड	प्रकृति	लवण
२	मैंगनस, MnO	प्रबल भार्स्म	मैंगनस, $MnCl_2$ आदि
२, ३	मैंगनी-मैंगनिक Mn_3O_4 $MnO + Mn_2O_3$	मिश्रित	—
३	मैंगनिक, Mn_2O_3	कुछ भार्स्म	मैंगनिक, $Mn_2(SO_4)_3$ आदि
४	ट्रिऑक्साइड, MnO_2	कुछ आम्ल	मैंगनाइट, $CaMnO_3$ आदि
६	त्रिऑक्साइड, MnO_3	अम्ल	मैंगनेट, K_2MnO_4 आदि
७	सप्तऑक्साइड, Mn_2O_7	आम्ल	परमैंगनेट, $KMnO_4$ आदि

मैंगनस ऑक्साइड, MnO —मैंगनीज़ के किसी भी उच्चतर ऑक्साइड को हाइड्रोजन में गरम करने पर यह बनता है—



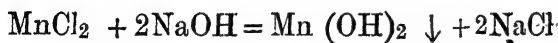
यदि हाइड्रोजन में थोड़ा सा भी हाइड्रोजन क्लोराइड हो तो इस ऑक्साइड के सुन्दर हरे रंग के मणिम मिलते हैं। मैंगनस ऑक्ज़ेलेट को गरम करके भी यह बनाया जा सकता है—



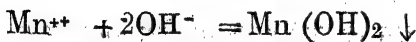
यह अस्थायी पदार्थ है और शीघ्र ही हवा में उपचित होकर त्रिमैंगनिक चतुःऑक्साइड, Mn_3O_4 या मैंगनिक ऑक्साइड, Mn_2O_3 , बन जाता है। इसकी प्रकृति, भस्मों की सी है। ऐसिडों के योग से यह मैंगनस लवण बनता है—



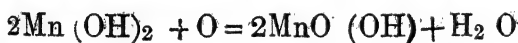
मैंगनस हाइड्रॉक्साइड, $Mn(OH)_2$ — मैंगनस लवणों पर क्षारीय विलयनों के प्रभाव से जो अवक्षेप आता है, वह मैंगनस हाइड्रॉक्साइड का है—



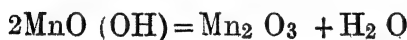
या



हवा या किसी भी उपचायक पदार्थ के योग से यह सफेद अवक्षेप भूरा पड़ जाता है जो मैंगनिक हाइड्रॉक्साइड, $MnO(OH)$, का है।



प्रकृति में जो मैंगनाइट अयस्क मिलता है वह भी यही है—

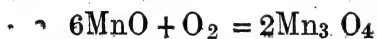


यह मैंगनिक हाइड्रॉक्साइड पोटैसियम आयोडाइड के आम्ल विलयन में से आयोडीन मुक्त करता है।

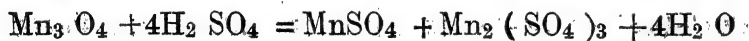
त्रिमैंगनस चतुर्आक्साइड या मैंगनो-मैंगनिक आक्साइड,

Mn_3O_4 —प्रकृति में जो हौसमेनाइट आक्साइड मिलता है वह यह है।

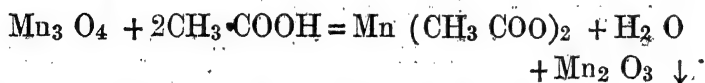
मैंगनीज के किसी भी आक्साइड को हवा में रक्ततप्त करने पर यह बनता है—



ठंडे सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में यह आक्साइड घुल कर लाल विलयन देता है जिसमें मैंगनस सल्फेट और मैंगनिक सल्फेट दोनों ही हैं—



ऐसीटिक एसिड के साथ मैंगनस ऐसीटेट का विलयन और मैंगनीज सेल्सिक आक्साइड का अवक्षेप मिलता है—

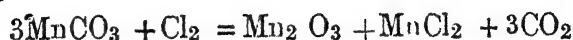


इन प्रतिक्रियाओं से स्पष्ट है कि यह मैंगनस और मैंगनिक आक्साइड का सम-मिश्रण है—

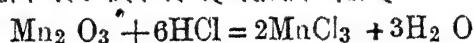


इसे मैंगनस मैंगनाइट भी समझ सकते हैं।

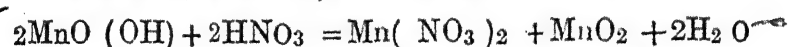
मैंगनीज सेल्फिक् (एकाध) ऑक्साइड या मैंगनिक ऑक्साइड, $Mn_2 O_3$ —प्रकृति में जो ब्रौनाइट अयस्क मिलता है, वह यह है। मैंगनस कार्बोनेट को पानी में आस्रसित करके क्लोरीन प्रवाहित करने पर यह बनता है—



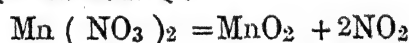
जो कार्बोनेट अप्रतिकृत बच रहे, उसे हलके नाइट्रिक ऐसिड द्वारा अलग कर लेते हैं। यह इस अम्ल में घुल जाता है, पर मैंगनीज सेल्फिक्-ऑक्साइड पर इस ऐसिड का असर बहुत ही कम होता है। यह भूरे रंग का चूर्ण है। हलके ऐसिड इसे धीरे धीरे मैंगनिक लवणों में परिणत करते हैं। हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ गरम करने पर यह क्लोरीन देता है—



यद्यपि इस ऑक्साइड से सम्बन्ध रखने वाला हाइड्रॉक्साइड, $Mn(OH)_3$, नहीं पाया जाता, इसका निर्जल रूप, मैंगेनाइट, $MnO(OH)$, बनता है जिसका उल्लेख ऊपर किया जा चुका है। हलके नाइट्रिक ऐसिड के साथ गरम करने पर यह मैंगनस नाइट्रेट और मैंगनीज द्विऑक्साइड देता है।



मैंगनीज द्विऑक्साइड, MnO_2 —प्रकृति में यह पायरोलूसाइट के रूप में मिलता है। मैंगनस नाइट्रेट को तब तक गरम करो जब तक लाल वाष्पें निकल न जायं, और फिर नाइट्रिक ऐसिड से योग कर (जिसमें निम्नतर ऑक्साइड घुल जायेंगे), फिर छान कर बचे हुये बिना घुले पदार्थ को $140^\circ-160^\circ$ पर ४०-६० घंटे तक गरम करो तो शुद्ध मैंगनीज द्विऑक्साइड मिल सकता है।



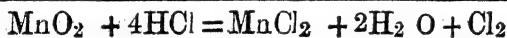
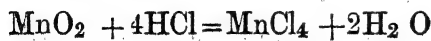
यह काला चूर्ण है जो पानी में अविलेय है।

मैंगनस लवणों के विलयनों को विरंजन चूर्ण, पोटैसियम परमैंगनेट, सोडियम हाइपोक्लोराइट आदि से उपचित करे, तो भूरे अवक्षेप मिलते हैं। इन अवक्षेपों में MnO_2 सूत्र से कम ही ऑक्सीजन होता है।

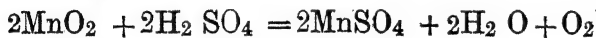
मैंगनीज द्विऑक्साइड रक्ततप्त किये जाने पर थोड़ा सा ऑक्सीजन दे डालता है और मैंगनो-मैंगनिक ऑक्साइड बन जाता है—



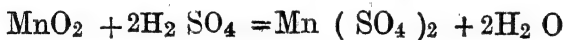
हलके अम्लों से द्विऑक्साइड बहुधा प्रतिक्रिया नहीं करता, मामूली तौर पर बना हलका हाइड्रोक्लोरिक एसिड इसके साथ क्लोरीन देता है। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड इसके साथ गरम किये जाने पर पहले तो मैंगनीज़ चतुःक्लोराइड, $MnCl_4$ बनाता है, पर इसमें से क्लोरीन निकल जाने पर क्रमशः मैंगनिक और मैंगनस क्लोराइड रह जाते हैं—



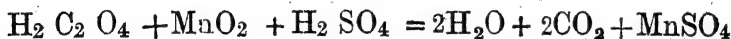
हलके सल्फ्यूरिक एसिड का इस द्विऑक्साइड पर कोई असर नहीं होता पर सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम होने पर यह मैंगनस सल्फेट और ऑक्सीजन देता है—



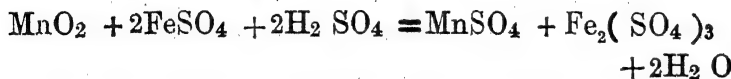
ठंडे तापक्रम पर संभवतः मैंगनिक सल्फेट भी बनता है—



मैंगनीज़ द्विऑक्साइड में उपचायक गुण हैं। हलके सल्फ्यूरिक एसिड और ऑक्जेलिक एसिड के साथ यह कार्बन द्विऑक्साइड देता है—



हलके सल्फ्यूरिक एसिड की उपस्थिति में यह फेरस सल्फेट को भी उपचित करके फेरिक सल्फेट देता है—



इन प्रतिक्रियाओं के आधार पर ऑक्जेलिक एसिड की सहायता से पायरोलूसाइट का अनुमापन किया जाता है। अनुमापन फेरस सल्फेट से भी कर सकते हैं, पर ऑक्जेलिक एसिड से फल अच्छे आते हैं।

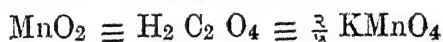
पायरोलूसाइट की शुद्धता निकालना—प्रकृति में जो पायरोलूसाइट पाया जाता है, उसमें शत प्रतिशत मैंगनीज़ द्विऑक्साइड नहीं होता। इसमें कितना शुद्ध द्विऑक्साइड है यह निम्न विधियों से निकालते हैं—

(१) तौल कर पायरोलूसाइट को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के आधिक्य

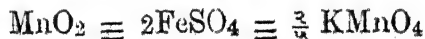
के साथ गरम करो। जितना इसमें द्विआक्साइड होगा, उसी के हिसाब से क्लोरीन निकलेगा। इस क्लोरीन को पोटैसियम आयोडाइड के विलयन में प्रवाहित करो। जितना क्लोरीन होगा उतने के हिसाब से ही आयोडीन निकलेगा। इस आयोडाइन का हाइपो से अनुमापन कर लो।



(२) पायरोल्यूसाइट की तुली मात्रा लो। इसमें ऑक्जेलिक एसिड की तुली मात्रा (दुगुनी के लगभग) छोड़ दो। अब हल्का सलफ्यूरिक एसिड डाल कर उबालो। पायरोल्यूसाइट में जितना मैंगनीज द्विआक्साइड होगा, उसी के हिसाब से ऑक्जेलिक एसिड की मात्रा का उपचयन होगा। पोटैसियम परमैंगनेट से अनुमापन करके मालूम कर लो कि कितना ऑक्जेलिक बच रहा। शेष उपचित हुआ समझो।

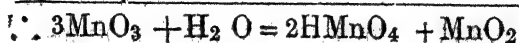
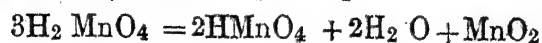


ऑक्जेलिक एसिड के स्थान पर फेरस सल्फेट (या फेरस अमोनियम सल्फेट) लेकर भी यह प्रयोग कर सकते हैं—



मैंगनीज त्रिआक्साइड, MnO_3 —यदि पोटैसियम परमैंगनेट को ठंडे सान्द्र सलफ्यूरिक एसिड में घोलें और फिर विलयन को धीरे धीरे निर्जल सोडियम कार्बोनेट के ऊपर छोड़ें, तो लाल बैजनी रंग के बादल उठते हैं जिन्हें चुल्लि-नलियों द्वारा ठंडा करके द्रव किया जा सकता है। यह मैंगनीज त्रिआक्साइड है।

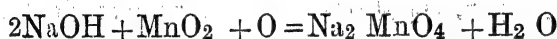
प्रतिक्रिया में पहले भास्मिक मैंगनिक सल्फेट, $(\text{MnO}_3)_2 \text{SO}_4$, बनता है (देखो पृ० १०१७), जो बाद को त्रिआक्साइड देता है—
 $(\text{MnO}_3)_2 \text{SO}_4 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 = 4\text{MnO}_3 + 2\text{CO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$
 यह लाल वाष्पशील जलग्राही ठोस पदार्थ है। पानी में यह घुल कर मैंगनीज द्विआक्साइड और परमैंगनिक एसिड देता है—



मैंगनीज त्रिआक्साइड द्वारा के योग से मैंगनेट देता है—



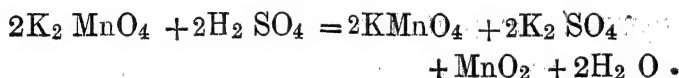
इस प्रकार यह आम्ल प्रवृत्ति का ऑक्साइड है। इसके लवण मैंगनेट कहलाते हैं। किसी भी मैंगनीज़ लवण को क्षार (सोडियम कार्बोनेट) और सोडियम नाइट्रेट के समान उपचायक पदार्थ के साथ गला कर ये बनाये जा सकते हैं। इनका रंग हरा होता है। क्षार और उपचायक के साथ प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होती है—



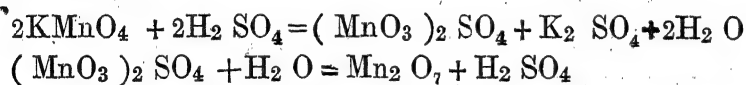
ये हरे मैंगनेट अधिक पानी या आम्ल के साथ लाल विलयन देते हैं, जो परमैंगनेट का है। साथ ही साथ मैंगनीज़ द्विऑक्साइड का अवक्षेप भी आता है—



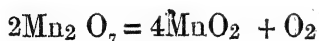
अथवा



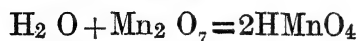
मैंगनीज़ सप्तऑक्साइड, $\text{Mn}_2 \text{O}_7$ —पोटैशियम परमैंगनेट पर सल्फ्यूरिक एसिड की प्रतिक्रिया से ठंडे तापक्रम पर यह बनता है। यदि सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड का प्रयोग किया जाय, तो पहले तो परमैंगनिक सल्फेट $(\text{MnO}_3)_2 \text{SO}_4$ बनता है जो सल्फ्यूरिक एसिड के आधिक्य में घुल जाता है। इसमें थोड़ा थोड़ा पानी छोड़ने पर सप्तऑक्साइड तेल के समान पृथक् होता है—



यह लाल भूरा तेल सा पदार्थ है। घनत्व २.४। इसमें क्लोरीन सी गन्ध होती है। गरम करने पर यह विस्फोट के साथ विभक्त होता है।



प्रतिक्रिया में मैंगनीज़ द्विऑक्साइड के चकत्ते पृथक् होते हैं। पानी के योग से यह परमैंगनिक एसिड देता है—



यह प्रबल उपचायक पदार्थ है। इसके योग से लकड़ी या कागज़ जल उठता है।

• यह एसिड हैम ऐसीटिक एसिड में बिना परिवर्तित हुये धुल जाता है।

मैंगनीज के ऑक्सि-एसिड और उनके लवण—मैंगनीज के तीन ऑक्सि-एसिडों की कल्पना की जा सकती है जिनमें से केवल एक परमैंगनिक एसिड, शुद्धावस्था में प्राप्त किया जा सका है। परन्तु लवण तीन एसिडों के प्राप्त हैं।

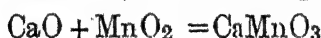
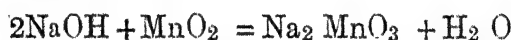
एसिड
मैंगनस एसिड, $H_2 MnO_3$

लवण
मैंगनाइट जैसे $CaMnO_3$,
 $Na_2 MnO_3$ आदि

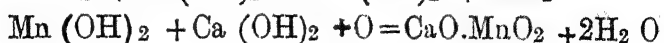
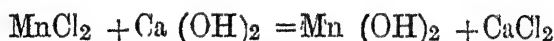
मैंगनिक एसिड, $H_2 MnO_4$ मैंगनेट जैसे $Na_2 MnO_4$

परमैंगनिक एसिड, $HMnO_4$ परमैंगनेट जैसे $KMnO_4$

मैंगनाइट—जब मैंगनीज द्विऑक्साइड, (विशेषतया जब यह सजल अवस्था में हो) चारों से प्रभावित होता है, तो जो यौगिक बनता है उसे मैंगनाइट (*manganite*) कहते हैं—



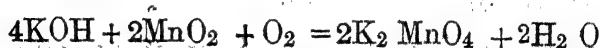
वेल्डन विधि में क्लोरीन निकल जाने के बाद जो मैंगनीज द्विऑक्साइड बचता है, उसे पुनः प्राप्त करने के लिये कैल्सियम मैंगनाइट का उपयोग करते हैं।



बहुत संभव है कि मैंगनाइट निश्चित यौगिक न हों, ये केवल मिश्रण या श्लैष या कोलायडीय विलय हों।

मैंगनीज द्विऑक्साइड को कास्टिक पोटाश के साथ गरम करके पोटैशियम मैंगनाइट बनता है। पर यदि हवा या ऑक्सीजन मिल गया, तो यह मैंगनेट में परिणत हो जाता है।

मैंगनेट—यदि मैंगनीज द्विऑक्साइड को कास्टिक सोडा या पोटाश के साथ हवा के प्रचुर प्रवाह में गलाया जाय तो हरा पदार्थ मिलता है वह मैंगनेट होता है—



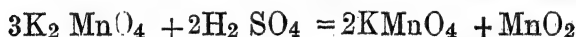
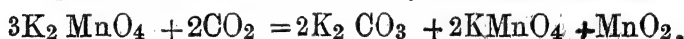
यह प्रतिक्रिया और तीव्रता से होती है, यदि मैंगनीज द्विऑक्साइड और

कास्टिक पोटाश के साथ ही कोई उपचायक पदार्थ जैसे पोटैसियम नाइट्रेट या क्लोरेट मिला दिया जाय और तब गलाया जाय।

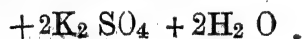
यदि इस हरे पदार्थ को थोड़े से ठंडे पानी में घोल लिया जाय तो मैंगनेट का हरा सा विलयन मिलेगा। शून्य में इस विलयन को वाष्पीभूत करने पर गहरे हरे रंग के रवे, $K_2 MnO_4$, के या $Na_2 MnO_4 \cdot 10H_2O$, के मिलेंगे। ये रवे क्रमशः पोटैसियम सल्फेट, $K_2 SO_4$, और सोडियम सल्फेट, $Na_2 SO_4 \cdot 10H_2O$, के समाकृतिक हैं।

सोडियम मैंगनेट का उपयोग कीटाणुनाशक दवा के रूप में होता है क्योंकि यह प्रबल उपचायक है।

जैसा कि आगे बताया जायगा, यदि मैंगनेटों के विलयन में बहुत सा पानी छोड़ दिया जाय, या अम्ल डाले जायँ, अथवा कार्बन डाइऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाय, तो यह परमैंगनेट में परिणत हो जायँगे—



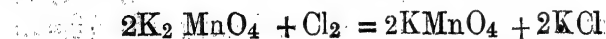
अथवा



परमैंगनिक ऐसिड, $HMnO_4$ —मैंगनेट और परमैंगनेट की उपर्युक्त प्रतिक्रियाओं का अध्ययन सन् १६५६ में ग्लौबर (Glauber) ने किया था। मैंगनेट और परमैंगनेट के बीच में रंग का जो परिवर्तन होता है, उसके आधार पर शीले (Scheele) ने मैंगनेट का नाम “खनिज गिरगिट” (mineral chameleon) रक्खा था।

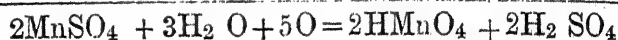
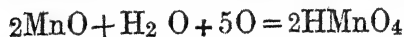
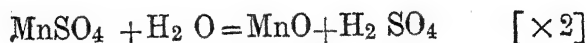
सन् १८३२ में मिटशरलिक (Mitscherlich) ने यह दिखाया कि हरे और लाल रंग के दोनों पदार्थ दो भिन्न भिन्न अम्लों—मैंगनिक ऐसिड $H_2 MnO_4$ और परमैंगनिक ऐसिड, $HMnO_4$ —के लवण हैं। ये लवण क्रमशः सल्फेटों और परक्लोरेटों के समाकृतिक हैं।

मिटशरलिक ने यह भी देखा कि पोटैसियम मैंगनेट के लवण में यदि क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय, तो पोटैसियम मैंगनेट बनता है—



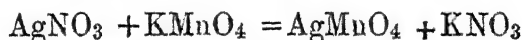
मैंगनेटों के लवणों में ऐसिड डालने से मैंगनिक ऐसिड नहीं मिलता, बल्कि परमैंगनेट मिलता है।

(१) यदि मैंगनस सल्फेट के विलयन को लेड द्विऑक्साइड और नाइट्रिक एसिड के साथ उबाला जाय, तो परमैंगनिक एसिड, HMnO_4 , मिलता है।



मैंगनस लवण को (१) पोटैसियम ब्रोमेट और सल्फ्यूरिक एसिड, अथवा (२) अमोनियम परसल्फेट, सिल्वर नाइट्रेट और सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करके भी परमैंगनिक एसिड मिल सकता है।

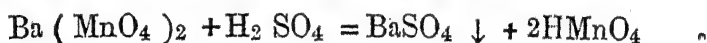
(२) पोटैसियम परमैंगनेट के सान्द्र विलयन में सिल्वर नाइट्रेट डाल कर मणिभीकृत करने पर सिल्वर परमैंगनेट के मणिभ मिलते हैं।



सिल्वर परमैंगनेट और बेरियम क्लोराइड के योग से बेरियम परमैंगनेट मिलता है जो विलेय है—

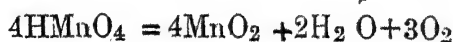


अब बेरियम परमैंगनेट के विलयन में हल्के सल्फ्यूरिक एसिड की उचित मात्रा छोड़ी जाय, तो परमैंगनिक एसिड, HMnO_4 , का विलयन मिलेगा और बेरियम सल्फेट का अवक्षेप पृथक् हो जावेगा।



परमैंगनिक एसिड के लाल विलयन को शून्य में सुखाने पर बैजनी रंग के सुन्दर मणिभ मिलते हैं।

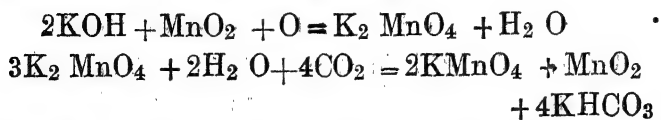
यह एसिड स्थायी है। इसका विलयन शीघ्र ही विभक्त होकर ऑक्सीजन देने लगता है—



यह प्रबल उपचायक पदार्थ है।

पोटैसियम परमैंगनेट, KMnO_4 —जैसा कहा जा चुका है, यह लवण मैंगनीज-द्विऑक्साइड को कास्टिक पोटाश और पोटैसियम क्लोरेट या नाइट्रेट के साथ मिला कर बनाया जाता है। पहले तो हरा पदार्थ पोटैसियम मैंगनेट का बनता है। इसे पानी में घोल कर उबालते हैं, और

फिर विलयन में कार्बन ट्राइऑक्साइड प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर पोटैसियम परमैंगनेट का लाल विलयन मिलता है—



प्रयोगशाला में यह निम्न प्रकार बनाया जा सकता है—१० ग्राम कास्टिक पोटाश को कम से कम पानी में घोलो। इसमें ८ ग्राम मैंगनीज ट्राइऑक्साइड और ७ ग्राम पोटैसियम क्लोरेट मिलाओ। मिश्रण को सुखा लो। अब इसे पीसकर एक घंटे तक मध्यम लाल आँच पर गरम करो।

$2\text{KOH} + 2\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 = 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2 \text{O} + \text{KCl}$
अब इस पदार्थ को पानी के साथ उबालो और फिर विलयन को छान लो जो अपरिवर्तित मैंगनीज ऑक्साइड बच रहेगा वह छन कर अलग हो जायगा। लाल छने विलयन को गरम करके उड़ाओ। ऐसा करने पर चटक लाल रंग के रवे (कुछ हरी आभा से युक्त) प्राप्त होंगे। ये परमैंगनेट के रवे पोटैसियम परक्लोरेट के समाकृतिक हैं।

— पोटैसियम परमैंगनेट पानी में बहुत विलेय नहीं है। १५° पर वह १०० ग्राम पानी में ६.४५ ग्राम घुलता है।

• पोटैसियम परमैंगनेट जोरों से गरम करने पर विभक्त होकर ऑक्सीजन देता है। मैंगनेट और मैंगनीज ट्राइऑक्साइड बनते हैं—



सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के योग से यह मैंगनीज सतौक्साइड देता है जो शीघ्र विभक्त हो जाता है—



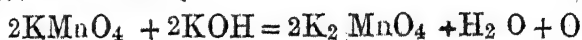
पोटैसियम परमैंगनेट विलयनावस्था में और वैसे भी प्रबल उपचायक है। हाइड्रोजन में इसके रवे गरम करने पर जल उठते हैं, और मैंगनस ऑक्साइड बनता है—



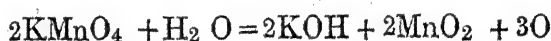
गन्धक या फॉस्फोरस के साथ पीसे जाने पर यह विस्फोट देता है। कार्बनिक यौगिक भी इसके पीसे जाने पर जल उठते हैं।

पोटैसियम परमैंगनेट क्षारीय विलयनों में जिस प्रकार की उपचायक प्रतिक्रियाएँ देता है, वह आम्ल विलयनों की प्रतिक्रियाओं से भिन्न हैं। दोनों प्रकार के उपचयनों के कुछ उदाहरण नीचे दिये जाते हैं—

(१)- क्षारीय विलयनों में—यदि विलयन अधिक क्षारीय हो तो पोटैसियम परमैंगनेट के २ अणुओं से केवल एक ऑक्सीजन परमाणु मुक्त होता है, और मैंगनेट बनते हैं—



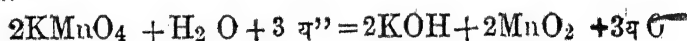
पर यदि विलयन शिथिल है, अथवा हल्का क्षारीय है, तो मैंगनीज द्विऑक्साइड का अवक्षेप आता है, और परमैंगनेट के दो अणुओं से ऑक्सीजन के तीन परमाणु मुक्त होते हैं, जिनका उपयोग उपचयन में होता है—



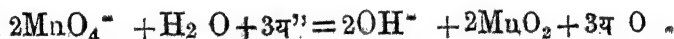
अर्थात्



अधिकतर प्रतिक्रिया इसी प्रकार की होती है। यदि उपचायक पदार्थ 'य' है तो—

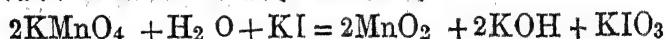


अथवा



(क) पोटैसियम परमैंगनेट के क्षारीय विलयन में थोड़ी शक्कर डाल कर उबालें, तो विलयन का रंग धीरे धीरे बदलेगा और अन्त में भूरा अवक्षेप मैंगनीज द्विऑक्साइड का आवेगा।

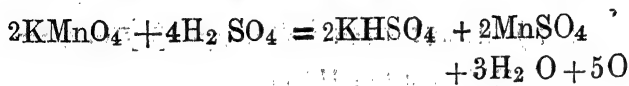
(ख) पोटैसियम परमैंगनेट का क्षारीय विलयन पोटैसियम आयोडाइड के विलयन को आयोडेट में परिणत कर देता है—



(ग) शिथिल विलयन में मैंगनस सल्फेट का विलयन पोटैसियम परमैंगनेट द्वारा मैंगनस मैंगनाइट में परिणत हो जाता है—



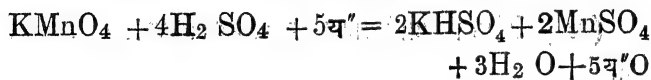
(२) आम्ल विलयन में—आम्ल विलयन में परमैंगनेट अपचित होकर मैंगनस लवण बनता है, और परमैंगनेट के दो अणुओं से ऑक्सीजन के पाँच परमाणु मुक्त होते हैं—



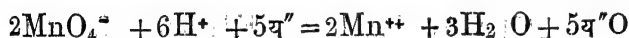
अथवा



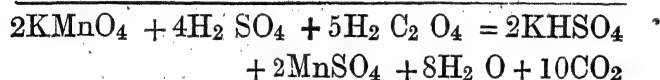
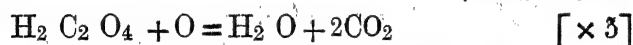
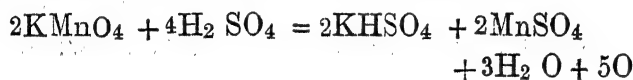
उपचायक पदार्थ के योग से प्रतिक्रिया निम्न प्रकार होती है—



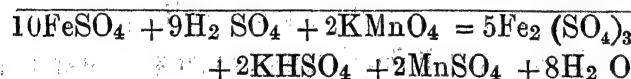
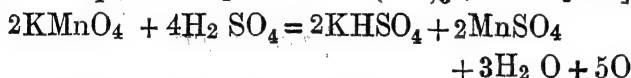
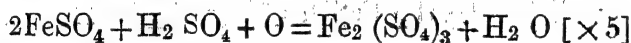
अथवा



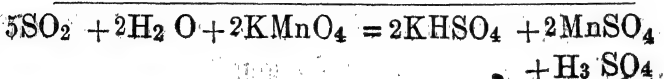
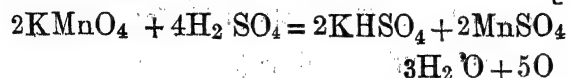
(क) ऑक्जेलिक ऐसिड हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड की विद्यमानता में गरम करने पर पूर्णतः उपचित होकर कार्बन डाइऑक्साइड देता है—



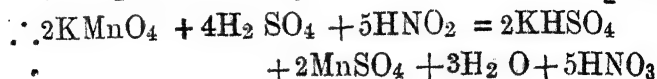
(ख) फेरस लवण हलके सल्फ्यूरिक ऐसिड की विद्यमानता में फेरिक बन जाते हैं। (फेरस अमोनियम सल्फेट से परमैंगनेट का अनुमापन इसी आधार पर किया जाता है)।



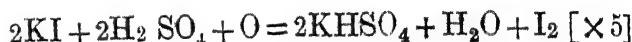
(ग) गन्धक डाइऑक्साइड का आम्ल विलयन उपचित होकर सल्फ्यूरिक ऐसिड बन जाता है—



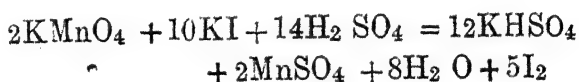
(घ) नाइट्राइट उपचित होकर नाइट्रेट बन जाता है —



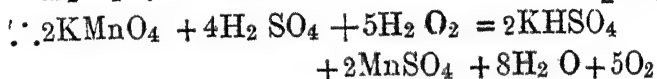
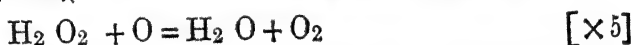
(ङ) पोटैसियम आयोडाइड के आम्ल विलयन में से आयोडीन मुक्त होता है —



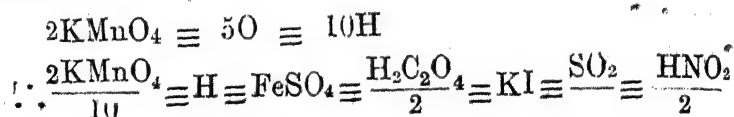
अतः



(च) हाइड्रोजन परोक्साइड के साथ ऑक्सीजन निकलता है—



इन प्रतिक्रियाओं के आधार पर आम्ल प्रतिक्रियाओं में तुल्यांक निम्न प्रकार होंगे—



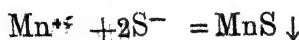
मैंगनस लवण

[Manganous Salts]

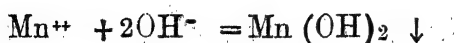
मैंगनस लवणों में मैंगनीज़ द्विसंयोज्य होता है। इनका विलयन हल्के गुलाबी रंग का होता है। इनमें आयनीकरण निम्न प्रकार होता है—



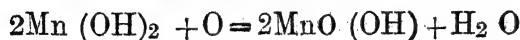
सभी मैंगनस लवण अमोनिया की उपस्थिति में हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ मैंगनस सल्फाइड का मांस-वर्ण का अवक्षेप देते हैं—



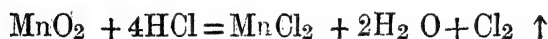
यदि विलयन में अमोनियम क्लोराइड न हो, या कम हो, तो अमोनिया के साथ मैंगनस हाइड्रोक्साइड का अवक्षेप आता है —



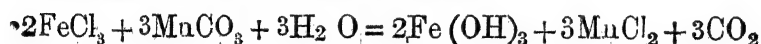
यह हवा में उपचित होकर भूरा पड़ जाता है —



मैंगनस क्लोराइड, $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2 \text{O}$ — पायरोलूसाइट को हाइड्रो-क्लोरिक एसिड के साथ गरम करने पर क्लोरीन गैस निकलती है, और विलयन में मैंगनस क्लोराइड मिलता है—



क्योंकि पायरोलूसाइट में लोहे के भी सूक्ष्म अंश होते हैं, अतः विलयन का रंग पीला रहता है। लोहे का क्लोराइड मैंगनस लवण को ठीक से मणिभीकृत नहीं होने देता। लोहे को इस प्रकार दूर करते हैं—छने हुये विलयन के दशमांश को सोडियम कार्बोनेट से अवक्षिप्त करते हैं। ऐसा करने पर फेरिक हाइड्रॉक्साइड और मैंगनस कार्बोनेट, MnCO_3 , के अवक्षेप आते हैं। इस अवक्षेप को धो कर शेष विलयन में मिला देते हैं। फिर विलयन को उबालते हैं। ऐसा करने पर सभी लोहा हाइड्रॉक्साइड बन कर नीचे बैठ जाता है, और मैंगनीज़ क्लोराइड विलयन में रहता है। विलयन को छान लेते हैं, और सुखा कर मणिभीकृत कर लेते हैं—



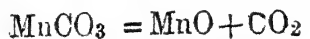
मैंगनस क्लोराइड जलग्राही गुलाबी रंग का अति विलेय पदार्थ है। २५° पर १०० ग्राम पानी में ७७.२ ग्राम निर्जल पदार्थ विलेय है। रुई को भूरा रंगने में इस लवण का उपयोग होता है। रुई को मैंगनस क्लोराइड में डुबो कर हलके कास्टिक सोडा के विलयन में छोड़ते हैं। फिर निचोड़ कर सुखाते हैं। जो मैंगनस हाइड्रॉक्साइड अवक्षिप्त होता है, वह उपचित होकर भूरा रंग देता है।

मैंगनस कार्बोनेट, MnCO_3 —मैंगनस लवण के विलयन में सोडियम कार्बोनेट छोड़ने पर यह बनता है। इस अवक्षेप का पीलापन लिये हुये मांसल रंग होता है।

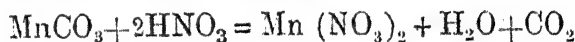


मैंगनस कार्बोनेट का यह अवक्षेप कार्बन ट्राइऑक्साइड के प्रवाह में घुल जाता है क्योंकि विलेय मैंगनस बाइकार्बोनेट बनता है—

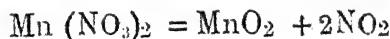
मैंगनस कार्बोनेट को हवा में गरम करने पर पहले मैंगनेस ऑक्साइड बनता है, पर शीघ्र ही यह मैंगनीज़ द्विऑक्साइड बन जाता है—



मैंगनस नाइट्रेट, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ —मैंगनस कार्बोनेट पर हलके नाइट्रिक एसिड की प्रतिक्रिया से यह बनता है—



यह अत्यन्त विलेय गुलाबी रंग का लवण है। गरम करने पर यह मैंगनस ऑक्साइड नहीं देता, बल्कि मैंगनीज़ द्विऑक्साइड देता है—

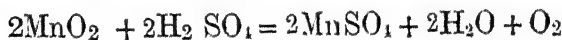


शुद्ध मैंगनीज़ द्विऑक्साइड इस विधि से आसानी से बनाया जा सकता है।

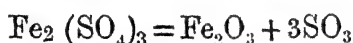
मैंगनस सल्फाइड, MnS —यह एलेबैंडाइट (alabandite) अयस्क के रूप में पाया जाता है। मैंगनस कार्बोनेट और गन्धक के मिश्रण को गरम करने पर यह धूसर वर्ण का बनता है। मैंगनस सल्फेट के विलयन में अमोनिया डाल कर हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर यह मांस वर्ण का अवक्षेप देता है। यदि अमोनियम सल्फाइड के आधिक्य का प्रयोग अवक्षेपण में किया जाय तो हरे रंग का मणिभीय सल्फाइड बनता है।

मैंगनस सल्फाइड ऐसीटिक एसिड में विलेय है, अन्य प्रबल अम्लों में भी घुलता है। (जस्ते का सल्फाइड ऐसीटिक एसिड में विलेय नहीं है, इस प्रकार मैंगनीज़ और जस्ते के सल्फाइडों का पृथक्करण किया जाता है)।

मैंगनस सल्फेट, MnSO_4 —ग्रायरोलूसाइट और सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के मिश्रण को रक्त ताप तक गरम करके यह बनाया जाता है—



ग्रायरोलूसाइट का लोहा फेरिक सल्फेट देता है जो रक्ततप्त होने पर अविलेय फेरिक ऑक्साइड देता है।



तपाने के बाद पानी छोड़ते हैं, जिसमें मैंगनस सल्फेट घुल जाता है, विलयन को छान कर सुखा लेते हैं। मैंगनस कार्बोनेट और सल्फ्यूरिक एसिड के योग से भी इसे बना सकते हैं।

इसके त्रिजल गुलाबी मणिभों में $4-20^{\circ}$ तक के तापक्रम पर मणिभीकरण के ५ जलाणु होते हैं। ये मणिभ ताम्र सल्फेट के समाकृतिक हैं। कुछ मणिभ $MnSO_4 \cdot 7H_2O$ के भी बनते हैं जो 0° के नीचे स्थायी हैं। ये फेरस सल्फेट मणिभ, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, के समाकृतिक हैं। 20° के ऊपर के मणिभ $MnSO_4 \cdot H_2O$ हैं।

मैंगनस सल्फेट द्विगुण लवण भी बनाता है जैसे $K_2SO_4 \cdot MnSO_4 \cdot 6H_2O$, जो फेरस अमोनियम सल्फेट, $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$ के समाकृतिक हैं।

मैंगनस अमोनियम फॉस्फेट, $Mn \cdot NH_4 \cdot PO_4 \cdot H_2O$ —मैंगनस लवण के अमोनियमित विलयन में माइक्रोकांसमिक लवण, $Na \cdot NH_4 \cdot HPO_4$, का विलयन डालने पर मणिभीय मैंगनस अमोनियम फॉस्फेट का अवक्षेप आता है। यह तपाये जाने पर मैंगनस पायरोफॉस्फेट, $Mn_2P_2O_7$, देता है—

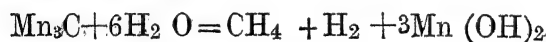


यह प्रतिक्रिया मैंगनीशियम पायरोफॉस्फेट के समान की है।

मैंगनस ऑक्जलेट, $MnC_2O_4 \cdot 2H_2O$ —मैंगनस लवण और ऑक्जलेट लवणों के योग से बनता है। यह गरम करने पर पानी निकाल देता है, और तपाये जाने पर मैंगनस ऑक्साइड देता है—



मैंगनस कार्बाइड, Mn_3C —विजली की भट्टी में पायरोलूसाइट को कोयले के आधिक्य के साथ तपाने पर यह बनता है। पानी के योग से यह मेथेन और हाइड्रोजन देता है—



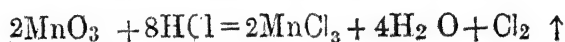
मैंगनीज बोरेट—मैंगनस सल्फेट के विलयन में सुहागे या बोरेक्स का विलयन छोड़ने पर इसका अवक्षेप आता है। यह अनिशिक्त संगठन का है। 100° पर इस अवक्षेप को सुखा लिया जाता है। इसका उपयोग पेंटों में शुष्कक (drier) के रूप में किया जाता है, क्योंकि इसकी उपस्थिति में अलसी के तेल का उपचयन आसानी से होता है। यह उत्प्रेरक का काम करता है। पेंटों इसकी उपस्थिति में शीघ्र सूख जाती हैं।

मैंगनिक लवण

[Manganic Salts]

मैंगनिक लवणों में मैंगनीज की संयोज्यता ३ है। मैंगनिक लवण बड़े अस्थायी हैं। इनका उपयोग भी कम है।

मैंगनिक क्लोराइड, $MnCl_3$ —सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में यदि ठंडे तापक्रम पर ही मैंगनीज द्विऑक्साइड घोला जाय तो गहरे भूरे रंग का विलयन मिलता है, जो संभवतः मैंगनिक क्लोराइड का है—



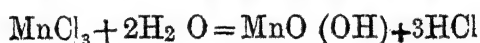
यह मैंगनिक क्लोराइड गरम किये जाने पर विभक्त हो जाता है—



उपर्युक्त भूरे विलयन में त्रिक्लोराइड के अतिरिक्त कुछ चतुःक्लोराइड, $MnCl_4$, भी होता है। इन दोनों क्लोराइडों के द्विगुण लवण, जैसे $MnCl_3 \cdot 2KCl$, और $MnCl_4 \cdot 2KCl$, भी पाये जाते हैं।

यदि मैंगनीज द्विऑक्साइड को कार्बन चतुःक्लोराइड में आस्रसित किया जाय और फिर हाइड्रोजन क्लोराइड गैस प्रवाहित की जाय, तो जो ठोस पदार्थ मिलता है उसमें संभवतः त्रिक्लोराइड, $MnCl_3$, होता है। इसे शुष्क ईथर द्वारा धोने पर बैजनी रंग का विलयन मिलता है।

पानी के योग से ये क्लोराइड भूरा अवक्षेप देते हैं—



मैंगनीज त्रिक्लोराइड, MnF_3 —मैंगनीज द्विऑक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर यह मिलता है। मैंगनीज चतुःक्लोराइड भी द्विगुण लवणों के रूप में, जैसे K_2MnF_6 , पाया जाता है।

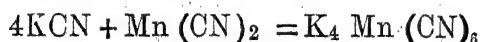
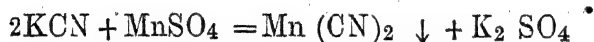
मैंगनिक सल्फेट, $Mn_2(SO_4)_3$ —अवक्षिप्त मैंगनीज द्विऑक्साइड को सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ 130° पर गरम करने पर हरे चूर्ण के रूप में यह प्राप्त होता है। इसे रन्ध्रमय खपरे पर डालना चाहिये, जिससे द्रव सूख जाय और सान्द्र नाइट्रिक एसिड से धो कर 150° तक गरम कर लेना चाहिये। यह पानी में घुल कर बैजनी रंग का विलयन देता है।

यह फिटकरी भी देता है जैसे $K_2SO_4 \cdot Mn_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$

मैंगनिक फॉस्फेट, $MnPO_4 \cdot H_2O$ —मैंगनस सल्फेट के विलयन में ऐसीटिक एसिड और फॉस्फोरिक एसिड मिलावें, और फिर 100° पर पोटैसियम परमैंगनेट के द्वारा उपचित करें तो यह बनता है। इसके अवक्षेप का रंग हरा-भूसर है। यह पानी में अविलेय है। पर सान्द्र सल्फ्यूरिक या फॉस्फोरिक एसिडों में घुल कर यह बैजनी रंग देता है।

मैंगनस सल्फेट को फॉस्फोरिक और नाइट्रिक एसिड के मिश्रण के साथ 150° तक गरम करने पर भी बैजनी विलयन मिलता है।

मैंगनो-और मैंगनि-सायनाइड,—मैंगनस लवण पोटैसियम सायनाइड के साथ पीले भूसर रंग का मैंगनस सायनाइड, $Mn(CN)_2$, का अवक्षेप देता है। यह अवक्षेप पोटैसियम सायनाइड के आधिक्य में विलेय है। इस पीले विलयन में पोटैसियम मैंगनोसायनाइड, $K_4 Mn(CN)_6$, बनता है—

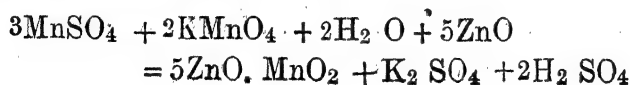


विलयन में से इस मैंगनोसायनाइड के माण्ड, $K_4 Mn(CN)_6$, गहरे नीले रंग के मिलते हैं।

यदि मैंगनोसायनाइड के विलयन को हवा में सुखाया जायगा तो उपचित होकर थोड़ा सा मैंगनीज अवक्षिप्त हो जाता है। विलयन में पोटैसियम मैंगनि-सायनाइड, $K_3 Mn(CN)_6$, रहता है, जिसके वाष्पीकरण पर मणिम लाल रंग के मिलते हैं।

ये मणिम क्रमशः पोटैसियम फेरोसायनाइड और फेरिसायनाइड के समाकृतिक हैं।

मैंगनीज लवणों का अनुमापन—मैंगनस लवणों के गरम विलयन में यशद ऑक्साइड, और यशद लवण छोड़ो, और फिर पोटैसियम परमैंगनेट से अनुमापन करो। मैंगनस लवण प्रतिक्रिया में अविलेय यशद मैंगनाइट बन कर नीचे बैठते जावेंगे। जब विलयन में हलका लाल रंग आ जाय तो समझना चाहिये कि प्रतिक्रिया पूरी हो गयी—



टेकनीशियम, Tc, या मैसूरियम, Ma

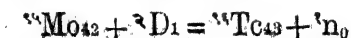
[Technetium or Masurium]

मैंडलीफ ने अपने आवर्त संविभाग में मैंगनीज़ के समूह में दो स्थान रिक्त छोड़े थे (४३ वें और ७५ वें) । इससे स्पष्ट है कि वह विश्वास रखता था कि मैंगनीज़ के समान दो अन्य तत्त्व अवश्य विद्यमान हैं । मोसले (Moseley) के कार्य ने इस बात का समर्थन किया । १९२२ में कुमारी ईडा टके (Ida Tacke) और वाल्टर नोडक (Walter Noddack) ने जर्मनी में इन दोनों तत्त्वों की खोज का काम आरम्भ किया । उन्हें विश्वास था कि ये तत्त्व मैंगनीज़ के आसपास के अयस्कों में ही मिलेंगे । उन्होंने इन अयस्कों से प्राप्त पदार्थों की एक्स-रे शि से परीक्षा आरंभ की । सन् १९२५ में उन्होंने घोषणा की कि उन्हें दो नये तत्त्वों की विद्यमानता के प्रमाण मिले हैं । एक का नाम उन्होंने मैसूरियम (जर्मन आस्टमार्क के नाम पर) और दूसरे का रेनियम (राइन नदी के नाम पर) रक्खा । उन्होंने देखा कि ये तत्त्व प्लैटिनम अयस्क में, कोलम्बाइट, टैटेलैड, गेडालिनाइट और मॉलिब्डेनाइट, में विशेष पाये जाते हैं ।

इसी वर्ष कुछ दिनों के अनन्तर चेकोस्लोवेकिया के डोलेसेक (Dolesek) और हेरोव्स्की (Heyrovsky) ने अपने आविष्कृत “पोलेरोग्राफ” से इन्हीं दो तत्त्वों की स्वतंत्र रूप से खोज की और उन्होंने इनका नाम क्रमशः एका-मैंगनीज़ और द्विमैंगनीज़ रक्खा ।

मैसूरियम के कारण एक्स रे शि की K-श्रेणी में तीन रेखाएँ ऐसी मिलती हैं, जो और किसी ज्ञात तत्त्व की नहीं हो सकतीं । ऐसा अनुमान है कि इस तत्त्व का केवल सूक्ष्मांश ही पृथ्वी पर विद्यमान है । पृथ्वी की पपड़ी में 10^{-9} के बराबर । मैसूरियम इतनी मात्रा में पृथक् नहीं किया जा सका कि इसके यौगिकों की परीक्षा हो सके ।

सन् १९४६ के लगभग सेग्रे (Segre) और उसके सहकारियों ने कृत्रिम विधि से ४३ परमाणु संख्या वाला तत्त्व बनाया, और उसका नाम टेकनीशियम, Tc, रक्खा । मॉलिब्डेनीम को ट्यूटेरोन से संघर्ष कराया, तो प्रतिक्रिया में न्यूट्रॉन निकला और टेकनीशियम बना—



रेनियम, Re

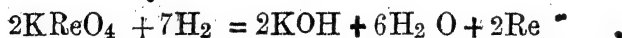
[Rhenium]

इसकी खोज का इतिहास तो मैसूरियम के साथ दिया जा चुका है। सन् १९२६ में ६६० किलोग्राम मॉलिब्डेनाइट से १ ग्राम रेनियम ईडा और वाल्टर नोडक ने तैयार किया (मैसूरियम और रेनियम के आविष्कार के अनन्तर ईडा टके और वाल्टर नोडक ने परस्पर विवाह संबंध स्थापित कर लिया)। फलतः रेनियम के यौगिकों की विस्तृत मीमांसा की जा सकी है।

रेनियम उन अयस्कों में अधिक है जिनमें मॉलिबडीनम है। कुछ मॉलिब्डेनाइटों में १०-१५ भाग रेनियम है। यह अयस्कों में दिसलफाइड के रूप में पाया जाता है। आज कल प्रतिवर्ष १०० ग्राम के लगभग रेनियम तैयार किया जाता है। जैसी आशा थी, उसके विपरीत, यह मैंगनीज़ अयस्कों में नहीं पाया जाता।

जिस मॉलिबडीनम अयस्क में यह होता है, उसे एक मास तक भाप और हवा के मिश्रण में गरम करके उपचित करते हैं। इस प्रकार मॉलिब्डेट और पर-रेनेट (perrhenate) बन जाते हैं। पररेनेट पानी में विलेय हैं। विलेयन को गाढ़ा कर के जब ठंडा करते हैं, तो ताँवे, लोहे, जस्ते, आदि के लवण मणिभों के रूप में पृथक् हो जाते हैं। फिर पोटैसियम क्लोराइड डाल कर पोटैसियम पररेनेट का अवक्षेप लाया जाता है। इसे छान कर गरम कास्टिक सोडा के हलके विलयन में धोलते हैं। विलयन को ठंडा करके शुद्ध पोटैसियम पररेनेट के मणिभ मिलते हैं। रेनियम प्राप्त करने की यह व्यापारिक विधि है। वस्तुतः इसे पृथक् करना दुष्कर कार्य है।

धातुकर्म—पोटैसियम पररेनेट, $KReO_4$, को हाइड्रोजन के प्रवाह में ५००° तक गरम करने पर रेनियम धातु मिलती है—



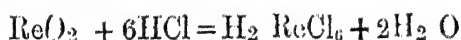
पानी से धो कर पोटैश को अलग कर देते हैं, और फिर १०००° तक गरम कर लेते हैं।

रेनियम धातु चूर्णावस्था में धूसर-श्याम वर्ण की होती है। ठोस रेनियम देखने में टंगस्टन सा मालूम होता है। शुद्ध धातु का द्रवणांक ३५००° के लगभग है। इसका घनत्व २०.८ है।

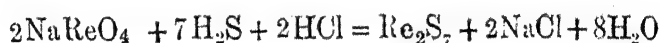
रेनियम चूर्ण 150° के निकट हवा में उपवित होने लगता है। पर ठोस रेनियम पर हवा, पानी आदि का प्रभाव नहीं होता। नाइट्रोजन और हाइड्रोजन का 1000° पर भी असर नहीं पड़ता। रेनियम सान्द्र नाइट्रिक एसिड में और गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में घुल जाता है। गले हुये क्षारों में उपचायकों की विद्यमानता में यह शीघ्र घुलता है।

यौगिक—रेनियम की -1 से $+7$ तक की संशोध्यतायें पायी जाती हैं। इसके निम्न ऑक्साइड ज्ञात हैं— Re_2O_7 , ReO_3 , ReO_2 , Re_2O_8 , ReO , H_2O और $\text{Re}_2\text{O} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ । रेनियम धातु या इसके सल्फाइड को ऑक्सीजन में 2000° — 3000° तक गरम करने पर सप्तौक्साइड, Re_2O_7 , बनता है। यह पीला पदार्थ है। इसका द्रवणांक 301° है। यह अत्यन्त जलग्राही है। रेनियम धातु और सप्तौक्साइड को गरम करके लाल त्रिऑक्साइड, ReO_3 , बनता है।

पोटैसियम पररेनेट, KReO_4 , को जस्ते और हलके हाइड्रोक्लोरिक एसिड से अपचित करके रेनियम द्विऑक्साइड, ReO_2 , बनता है, जो काला होता है। यह सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल कर क्लोरोरेनेस एसिड, H_2ReCl_6 , देता है—



रेनियम के दो सल्फाइड, Re_2S_7 और ReS_2 , पाये जाते हैं। दोनों काले हैं। यदि ३०% हाइड्रोक्लोरिक एसिड में सोडियम पररेनेट, NaReO_4 , घोला जाय और फिर विलयन को हाइड्रोजन सल्फाइड द्वारा संतृप्त किया जाय तो रेनियम सप्तसल्फाइड का अवक्षेप आवेगा—



यह सल्फाइड क्षारों में भी नहीं घुलता, और न अमोनियम सल्फाइड में। केवल उपचायक एसिडों में घुल कर विभक्त हो जाता है।

गरम करने पर तप्त सल्फाइड द्विसल्फाइड, ReS_2 , और गन्धक देता है—

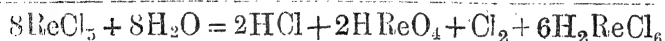
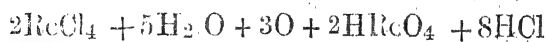
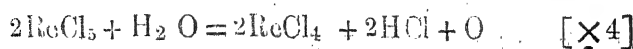


रेनियम और गन्धक के योग से भी द्विसल्फाइड बनता है। यह स्थायी

औगिक है। सान्द्र नाइट्रिक एसिड में भी आसानी से नहीं घुलता। पर पीटै-सियम नाइट्रेट-कार्बोनेट मिश्रण के साथ मिलाया जा सकता है।

रेनियम धातु फ्लोरीन, क्लोरीन और ब्रोमीन से (आयोडीन से नहीं) सीधे संयुक्त हो सकती है। इस प्रकार पटफ्लोराइड, ReF_6 , बनता है जो पीला पदार्थ है—द्रवणांक 14.00° , क्वथनांक 46.5° । इस फ्लोराइड का हाइड्रोजन या गन्धक द्विआक्साइड द्वारा अपचयन करें तो चतुःफ्लोराइड, ReF_4 , बनता है (द्रवणांक 124°)।

रेनियम और क्लोरीन के योग से रेनियम पंचक्लोराइड, ReCl_5 , बनता है जो हरा पदार्थ है, पर इसकी वाष्पें भूरे-लाल रंग की होती हैं। यह जल के संयोग से क्लोरीन, हाइड्रोक्लोरिक एसिड और क्लोरोरेनस (chloro-rhenous) एवं पररेनिक, (perrhenic) ऐसिड देता है—



रेनियम पंचक्लोराइड गरम किये जाने पर त्रिक्लोराइड, ReCl_3 , और क्लोरीन देता है—



त्रिक्लोराइड गहरे लाल रंग का पदार्थ है, पर इसकी वाष्पें हरी होती हैं।

यह पानी में विलेय है, पर इसका विलयन विद्युत् चालक नहीं है।

रेनियम और ब्रोमीन के योग से 500° पर त्रिब्रोमाइड, ReBr_3 , बनता है। यह हरा रवेदार पदार्थ है।

रेनियम के ऑक्सिफ्लोराइड, ऑक्सिक्लोराइड, और ऑक्सिब्रोमाइड भी कई प्रकार के ज्ञात हैं।

रेनियम सक्साइड पानी में घुल कर पररेनिक एसिड, HReO_4 , देता है। रेनियम धातु या इसके किसी भी निम्नतर ऑक्साइड को पानी में आस्रित करके यदि हाइड्रोजन पराक्साइड, या ब्रोमीन जल से उपचित करें तब भी यह एसिड बनता है। यह प्रबल अभल है, और काफी सान्द्र किया

जा सकता है। इसमें धातुओं के ऑक्साइड या कार्बोनेट घुल कर पररेनेट लवण देते हैं। पोटैसियम पररेनेट (परक्लोरेट के समान) पानी में अविलेय है। शेष पररेनेट विलेय हैं।

५००° पर रेनियम द्विऑक्साइड कास्टिक सोडा के साथ सोडियम रेनाइट, $\text{Na}_2 \text{ReO}_3$, देता है।

प्रश्न

१. मैंगनीज़ और क्रोमियम यौगिकों की तुलना करो ? मैंगनीज़ की स्थिति आवर्त संविभाग में क्या है, विवेचनापूर्वक लिखो।
२. मैंगनीज के कौन कौन ऑक्साइड ज्ञात हैं ? इनके बनाने की सूक्ष्म विधियाँ लिखो, और इनकी प्रमुख प्रतिक्रियायें भी दो।
३. मैंगनीज के कौन से अयस्क हमारे देश में पाये जाते हैं ? पायरोलूसाइट से पोटैसियम परमैंगनेट कैसे तैयार करते हैं ?
४. श्लैष (कोलायडीय) मैंगनीज़ द्विऑक्साइड कैसे तैयार करते हैं ? इसके गुण बताओ।
५. मैंगनीस सल्फेट, मैंगनीज़ पायरोफॉस्फेट और मैंगनीज़ हाइड्रोक्साइड पोटैसियम परमैंगनेट से कैसे तैयार करेंगे ?
६. पोटैसियम परमैंगनेट बनाने का व्यापारिक विधि बताओ। आम्ल और क्षारीय विलयनों में इससे किस प्रकार उपचयन होता है ?
७. मैंगनीज़ और इसके यौगिकों की तुलना रेनियम और इसके यौगिकों से करो।

अध्याय २४

अष्टम समूह के तत्त्व— (१) लोहा

[Iron]

मैङ्गलीफ के आवर्त संविभाग के अष्टम समूह में अन्य समूहों की भाँति एक स्थान पर एक एक तत्त्व नहीं, प्रत्युत तीन तीन तत्त्व हैं। इस अष्टम समूह में तीन स्थानों पर तीन तीन तत्त्व हैं, इस प्रकार कुल ६ तत्त्व हैं। परमाणु संख्या के क्रम से ये तत्त्व एक ओर तो छोटे और सातवें समूह के क-उपसमूह वाले तत्त्वों से संबन्धित हैं, और दूसरी ओर पहले और दूसरे समूह के ख-उपसमूह वाले तत्त्वों से। ये वस्तुतः लम्बे*वर्गों के मध्य में हैं। नीचे की सारणी से यह बात व्यक्त होती है—

समूह ६ क	समूह ७ क	समूह ८			समूह १ ख	समूह २ ख
२४ क्रोमि- यम	२५ मैंगनीज़	२६ लोहा	२७ कोबल्ट	२८ निकेल	२९ ताँबा	३० जस्ता
५२.०१	५४.९३	५५.८४	५८.९४	५८.६९	६३.५७	६५.३८
४२ मॉलि- बडीनम	४३ मैसुरियम	४४ रुथेनियम	४५ रेडि	४६ पैलेडियम	४७ चाँदी	४८ कैडमियम
९५.९५	९७.८	१०१.७	१०२.९१	१०७.७	१०७.८८	११२.४१
७४ टंग्स- टन	७५ रेनियम	७६ आर्सेनियम	७७ इरीडियम	७८ प्लैटिनम	७९ सोना	८० पारा
१८३.९३	१८६.३१	१८०.२	१८३.१	१८५.२३	१९७.२	२००.६१

इससे स्पष्ट है कि एक ओर तो क्रोमियम से लोहे तक क्रमशः गुणों में अन्तर होता जाता है, और दूसरी ओर निकेल से जस्ते तक में लोहे और मैंगनीज़ में बड़ी समानता है, और निकेल और ताँबे में।

इसी प्रकार रुथेनियम तत्त्व का संबंध मॉलिबडीनम और मैसुरियम से एक ओर है, और दूसरी ओर पैलेडियम का संबंध चाँदी से बहुत है। गुणों का क्रमशः अन्तर इसी प्रकार टंग्सटन और रेनियम से लेकर आर्सेनियम तक और फिर प्लैटिनम से लेकर पारे तक होता जाता है।

निकेल के साथ परमाणु भार के नियम का उल्लंघन कर दिया गया है। निकेल का परमाणु भार (५८.६९) कोबाल्ट के परमाणु भार (५८.९४) से कम है, फिर भी निकेल और ताँबे के र्थांगिकता की समानता देखते हुये कोबाल्ट को पहले स्थान दिया गया है, और इसके बाद ताँबे के पास निकेल को। परमाणु संख्या से इस अवस्था का समर्थन होता है।

अष्टम समूह में तीन तीन तत्व एक साथ क्यों रहते हैं ? यह इसलिये कि तीन तीन तत्वों के गुण परस्पर बहुत मिलते जुलते हैं। इनके परमाणु भारों में परस्पर अन्तर कम है (Fe ५५.८४, Co ५८.९४, Ni ५८.६९)। इनके द्रवणांक, आपेक्षिक घनत्व, आपेक्षिक ताप और परमाणु आयतन भी लगभग एक से हैं—

	Fe	Co	Ni	Os	Ir	Pt
द्रवणांक	१५३३°	१४८८°	१४५२°	२५००°?	२४५०°?	१७६४°
क्वथनांक	२४१०°	२३७१°	२३३०°	?	?	२४५०°
घनत्व	७.८६	८.८	८.५	२२.४८	२२.४२	२१.४५
आपेक्षिकताप	०.१०६	०.१०३	०.१०८	०.०३१	०.०३३	०.०३२४
परमाणु आयतन	७.१	६.६	६.८	८.५	८.६	८.७

अष्टम समूह के तत्वों का देखने से पता चलता है कि ज्यों ज्यों परमाणु संख्या बढ़ती जाती है, इन समूह में तत्वों की धनात्मकता कम होती जाती है। पोटेन्शियल (विभव) श्रेणी से भी यही बात व्यक्त होती है।

परमाणु संख्या	तत्व	आयनीकरण पोटेन्शियल
२६	Fe	७.८
२७	Co	७.८
२८	Ni	७.६
४४	Ru	७.७
४५	Rh	७.७
४६	Pd	८.३
७६	Os	—
७७	Ir	—
७८	Pt	८.२

ज्यों ज्यों आयनीकरण पोटेन्शियल बढ़ता जाता है, तत्व की क्रियाशीलता कम होती जाती है। प्लैटिनम तत्व इन सभी तत्वों में सबसे अधिक स्थायी और कम क्रियाशील है। लोहा, कोबाल्ट और निकेल प्रकृति में कभी मुक्त अवस्था

में नहीं पाये जाते पर आसमियम, इरीडियम और प्लैटिनम सदा सुकावस्था में ही पाये जाते हैं।

लोहे, रुथेनियम और आसमियम (जो संविभाग में एक ही सीध में हैं) भी कई बातों में समान हैं। तीनों के संकीर्ण सायनाइडों के रंग समानात्मक हैं। फेराइट और रुथेनाइट, Fe_2O_3 और Ru_2O_3 , परस्पर समान हैं। फेरिट, FeO ; रुथेनेट, RuO_4 , और आसमेट, OsO_6 भी कई बातों में समान हैं।

इसी प्रकार कोबल्ट, रोडियम और इरीडियम के एक से ही संकीर्ण ऐमिन, सायनाइड और नाइट्राइट बनाते हैं, और उनके सल्फेट $(\text{SO}_4)_2$ एक सी ही फिटकरियाँ देते हैं। ये तीनों अष्टम समूह में एक सीध में ही हैं, अतः परस्पर मिलते जुलते हैं।

निकेल, पैलेडियम और प्लैटिनम में भी इसी प्रकार की समानताएँ हैं। उनके संकीर्ण ऐमिन, सायनाइड और नाइट्राइट मिलते जुलते हैं।

संयोज्यताएँ—अष्टम समूह के तत्वों की संयोज्यताएँ परिवर्तनशील हैं। विभिन्न यौगिकों में विभिन्न प्रकार की हैं। निकेल की संयोज्यता अधिकतर दो है, पर कुछ यौगिकों में, जैसे $\text{K}_2\text{Ni}(\text{CN})_4$ और NiCN में एक भी है। लोहे के ऑक्साइड में मैगनीज के ऑक्साइडों के समान विभिन्न संयोज्यताएँ पायी जाती हैं।

	ऑक्साइड	क्लोराइड
लोहा	$\text{FeO}, \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{Fe}_3\text{O}_4$ (FeO और Fe_2O_3)	$\text{FeCl}_2, \text{FeCl}_3$
कोबल्ट	$\text{CoO}, \text{Co}_2\text{O}_3, \text{Co}_3\text{O}_4, \text{CoO}_2$	$\text{CoCl}_2, (\text{CoCl}_3)$
निकेल	$\text{NiO}, \text{Ni}_3\text{O}_4, \text{NiO}_2$	NiCl_2 —
रुथेनियम	$\text{RuO}, \text{Ru}_2\text{O}_3, \text{RuO}_2$ (RuO_3), RuO_4	$\text{RuCl}_2, \text{Ru}_2\text{Cl}_6, \text{RuCl}_4$
रोडियम	$\text{RhO}, \text{Rh}_2\text{O}_3, \text{RhO}_2$	$\text{RhCl}_2, \text{Rh}_2\text{Cl}_6$
पैलेडियम	$\text{PdO}, \text{Pd}_3\text{O}_3, \text{PdO}_2$	$\text{PdCl}, \text{PdCl}_2, \text{PdCl}_4$
आसमियम	$\text{OsO}, \text{Os}_2\text{O}_3, \text{OsO}_2, \text{OsO}_4$	$\text{OsCl}_2, \text{OsCl}_3, \text{OsCl}_4$
इरीडियम	$\text{IrO}?, \text{Ir}_2\text{O}_3, \text{IrO}_2$	$\text{IrCl}_2, \text{Ir}_2\text{Cl}_6, \text{IrCl}_4$
प्लैटिनम	$\text{PtO}, \text{Pt}_3\text{O}_4, \text{PtO}_3$	$\text{PtCl}_2, \text{PtCl}_3, \text{PtCl}_4$

तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—नीचे हम इन तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम दे रहे हैं। इनमें से लगभग सभी तत्त्वों के ऋणाणु दो प्रकार के क्रमों में लगाये जा सकते हैं। एक में २ संयोज्यता व्यक्त की जाती है, और दूसरे में ३ या १।

२६ लोहा (Fe)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^6, 4s^2$ (फेरस Fe^{++})
 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^5, 4s^2$ (फेरिक) Fe^{+++}

२७ कोबल्ट (Co)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^7, 4s^2$ (कोबल्टस) Co^{++}

२८ निकेल (Ni)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^8, 4s^2$ (निकेलस) Ni^{++}

४४ रूथेनियम (Ru)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^8, 4s^2, 4p^6, 4d^6, 4s^2$
 अथवा— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^8, 4s^2, 4p^6, 4d^5, 4s^2$

४५ रोडियम (Rh)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^8, 4s^2, 4p^6, 4d^5, 4s^2$
 अथवा— $4d^6, 4s^2$

४५ पैलेडियम (Pd)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^10, 4s^1, 4p^6, 4d^9, 4s^2$
 अथवा— $4d^10, 4s^2$

७६ ओसमियम (Os)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^10, 4s^2, 4p^6, 4d^10, 4f^{14}, 4s^2, 4p^6, 4d^8, 4s^2$
 अथवा— $4d^8, 4s^2$

७७ इरीडियम (Ir)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^10, 4s^2, 4p^6, 4d^10, 4f^{14}, 4s^2, 4p^6, 4d^8, 4s^2$
 अथवा— $4d^8, 4s^2$

७८ प्लैटिनम (Pt)— $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^10, 4s^2, 4p^6, 4d^10, 4f^{14}, 4s^2, 4p^6, 4d^8, 4s^2$
 अथवा— $4d^8, 4s^2$

इनमें बाह्यतम कक्ष के ऋणाणु $d^{8-9}, s^2 \rightleftharpoons d^{9-10}, s$ स्थिति में है।

संयोज्यता वाले ऋणाणु अधिकतर s^2 हैं, पर फेरिक लवणों में $s^2 p^1$ है।

लोहे की क्रोमियम और मैंगनीज से समानतायें—लोह और इसके लवण अनेक बातों में क्रोमियम और उसके लवणों के समान हैं। प्रयोग-रसायन की गुणात्मक परीक्षा में लोहे का हाइड्रोजेनसल्फाइड उसी वर्ग में अवक्षिप्त होता है, जिसमें क्रोमियम का। फेरिक हाइड्रोजेनसल्फाइड के साथ साथ मैंगनीज का भी बहुधा सहावक्षेपण (coprecipitation) हो जाता है।

इन तीनों तत्त्वों के यौगिक रंगदार होते हैं। फेरिक लवण पीले, क्रोमिक हरे और मैंगनस लवण गुलाबी होते हैं। फेरस लवण हरे होते हैं। लगभग तीनों ही तत्त्वों के लवण—अस और—इक दो श्रेणियों के पाये जाते हैं। लोहे के—अस और—इक दोनों ही स्थायी हैं, पर इक अधिक स्थायी। क्रोमियम के इक लवण ही स्थायी हैं, परन्तु मैंगनीज़ के केवल—अस ही स्थायी हैं।

ये तीनों तत्त्व द्विगुण लवण और फिटकरियाँ बनाने में प्रसिद्ध हैं। इन द्विगुण लवणों में तीनों—अस और—इक रूप में पाये जाते हैं।

जैसे लोहे के सायनाइड संकीर्ण फेरोसायनाइड और फेरिसायनाइड, देते हैं, उसी प्रकार मैंगनोसायनाइड और मैगनिसायनाइड, एवं क्रोमोसायनाइड और क्रोमिसायनाइड भी ज्ञात हैं। K_4 ध (CN) $_6$ और K ध (CN) $_6$ (ध=Fe, Mn, या Cr)

मैंगनीज़ और लोहे के क्षारीय विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर दोनों के सलफाइड MnS और FeS के अवक्षेप आते हैं, जो हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय हैं। पर क्रोमियम के लवण सलफाइड का अवक्षेप नहीं देते।

क्रोमियम और लोहे के ऑक्साइड अवक्षिप्त हो जाने पर भी हलके नाइट्रिक एसिड में विलेय हैं, पर मैंगनीज़ का ऑक्साइड उपचित होकर MnO (OH) हो जाता है, और फिर यह हलके नाइट्रिक एसिड में नहीं घुलता।

मैंगनीज़ फॉस्फेट ऐसीटिक एसिड (और सोडियम ऐसीटेट के मिश्रण) में घुल जाता है, पर लोहे और क्रोमियम के फॉस्फेट इसमें नहीं घुलते। इन प्रतिक्रियाओं का उपयोग गुणात्मक विश्लेषण में किया जाता है।

मैंगनीज़ और क्रोमियम के लवण क्षार और उपचायक पदार्थों के मिश्रण के साथ गलाने पर मैंगनेट, और क्रोमेट देते हैं। लोहे के इस प्रकार के फेरट नहीं बनते। फेरिक लवण स्वयं अच्छे उपचायक हैं। लोहे के फेराइट और फेरिट कुछ दूसरे ही प्रकार के हैं।

लोह समूह के तत्त्वों के भौतिक गुण—नीचे की सारणी में तुलना के लिये लोहे, कोबाल्ट और निकेल धातुओं के गुणों का विवरण दिया गया है—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	घनत्व	द्रवणांक	कथनांक	आपेक्षिक ताप
२६	लोहा	Fe	५५.८४	७.८७	१५२७	२४५०°	०.१०६८३
२७	कोबाल्ट	Co	५८.९४	८.०१८	१४९०°	२३७५ (३० मि. मी.)	०.१०३
२८	निकेल	Ni	५८.६९	८.९	१४५०°	२३३०°	०.१०८४२

इन धातुओं के कुछ अन्य गुणों का तुलना नीचे दी जाती है। समानता के लिये क्रोमियम, मैंगनीज, ताँबे और जस्ते के भी अंक दिये गये हैं।

गुण	क्रोमियम	मैंगनीज	लोहा	कोबाल्ट	निकेल	ताँबा	जस्ता
	यम २४	तीव्र २५	२३	२०	२८	२६	३०
द्रिष्टु वाता (२०°)			१०		७.८	१.६६	५.७५ (०°)
तापमानकता (१८°)			०.११२		०.१४२	०.६१८	०.२६५
तन्यता (द्वार में)			५०-१६०		१५५	६०-७०	२२-३०
कठोरता (मोह-माप)	६.०		४-५		४.३	३.०	२.५
संकोचनीयता २०° (५१०°)	०.६	०.८४	०.६३		०.४०	०.७५	१.७

लोहा, Fe

लोहा हमारे देश की प्राचीन परिचित धातु है। इसको संस्कृत में अयस् (जर्मनी में Eisen, आयरसन) कहते हैं। लोगों को यह भी ज्ञात था कि लोहा चुम्बक की ओर खिंच आता है—इस चुम्बक को इसी कारण अयस्कान्त कहते हैं। लोहा प्राप्त करने की हमारे देश की पुरानी विधि यह थी कि लोहे के अयस्क के ढेर में कोयला मिलाते थे, और गरम करते थे, लोहा धातुओं में इनका मुख्य सम्मिश्रण होता था कि कभी कभी “लोह” शब्द सभी धातुओं के लिये प्रयुक्त होता था जैसे पतञ्जलि के “लोह शास्त्र” में सभी धातुओं के तैयार करने की विधि दी है।

भारतवर्ष में आजकल लोहे के कई कारखाने हैं जैसे (१) बंगाल आयरन कंपनी, जो मनहरपुर स्टेशन के समीप की लोहे की खानों का उपयोग करती हैं; (२) इंडिया आयरन और एंड स्टील कंपनी जिसका कारखाना असनसोल के निकट है, और सिंह भूमि की खानों के लोहे का उपयोग यहाँ होता है; (३) टाटा आयरन एंड स्टील कंपनी, टाटानगर जो अयस्क मध्यप्रान्त की द्रुग जिले से, सिंहभूमि से और केओनफर स्टेट से प्राप्त करती है; और (४) मेसर्स बर्ड एंड कम्पनी जो हेमेटाइट अयस्क को अधिकतर विदेशों में भेजती है। भारतवर्ष का अयस्क मुख्यतः हेमेटाइट (haematite) है, जो कई रूपों में पाया जाता है। इसमें ६०-६६ प्रतिशत लोहा, ०.०५-०.०७ प्रतिशत फॉस्फोरस, ०.१ प्रतिशत गन्धक, १.५-६ प्रतिशत सिलिका और ०.१५-०.५२ प्रतिशत मैंगनीज पाया जाता है। थोड़ा सा ऐल्यूमिना, मेगनीशिया और चूना भी किसी किसी में होता है। कुछ स्थानों के हेमेटाइट में मैंगनीज बिलकुल नहीं होता। टाटा कम्पनी प्रतिवर्ष ७ लाख टन लोहा तैयार करती है, और इंडिया आयरन एंड स्टील कम्पनी २ लाख टन के लगभग।

लोहे के अयस्क—अधिकतर लोहे के तीन प्रकार के अयस्क पाये जाते हैं—(१) आक्साइड अयस्क जैसे लाल हेमेटाइट (haematite), Fe_2O_3 ; लिमोनाइट (limonite) या भूरा हेमेटाइट, $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; मग्नेटाइट (magnetite) या चुम्बकीय आक्साइड, Fe_3O_4 .

(२) सल्फाइड अयस्क या लोत्तमाक्षिक (आयरन पाइराइट्स) (pyrites) - FeS_2 ; ताम्र-लोह माक्षिक, CuFeS_2 ; आर्सेनिकेल माक्षिक (arsenical pyrites), FeAsS .

(३) कार्बोनेट अयस्क जैसे सिडेरिट (siderite) या स्पैथिक अयस्क (spathic ore), FeCO_3 .

लोहा मुक्तावस्था में बहुत ही कम पाया जाता है। जो उल्कायें (meteorites) गिरती हैं, उनमें कभी कभी शुद्ध लोहा भी होता है। लोहे के अतिरिक्त उल्का पत्थरों में ३-३० प्रतिशत निकेल भी होती है। यह निकेल लोहे को उपचित होने से बचाये रखती है।

अयस्कों का शोधन—अयस्कों से धातु तैयार करने के पूर्व इनकी तैयारी कर लेना आवश्यक होता है। इस प्रारम्भिक क्रिया के तीन उपयोग

है—(१) अयस्क में जो कूड़ा कचरा मिला है वह दूर हो जाय। (२) अयस्क के टूट कर इतने छोटे छोटे टुकड़े हो जाय जिससे भट्टी के द्रावक भाग तक पहुँचने से पूर्व ही इनका अपचयन पूर्ण रीति से हो जाय, नहीं तो गल्य के साथ यह ऑक्साइड भी बह जायगा। यदि अयस्क में लोहे का कोई निम्नतर ऑक्साइड, FeO , हो, तो वह उपचित होकर Fe_2O_3 हो जाय, नहीं तो फेरस ऑक्साइड बालू से संयुक्त होकर फेरस सिलिकेट बन जायगा, जो गल्य के साथ बह जायगा।

अयस्क की प्रारम्भिक तैयारी की ४ श्रेणियाँ हैं—

(क) अयस्क का धोना—लोहे की जाली पर पानी के प्रवाह से अयस्क को धोआ जाता है। ऐसा करने पर इसमें लगी हुई मिट्टी, बालू और अन्य कूड़ा कचरा धुल जाता है।

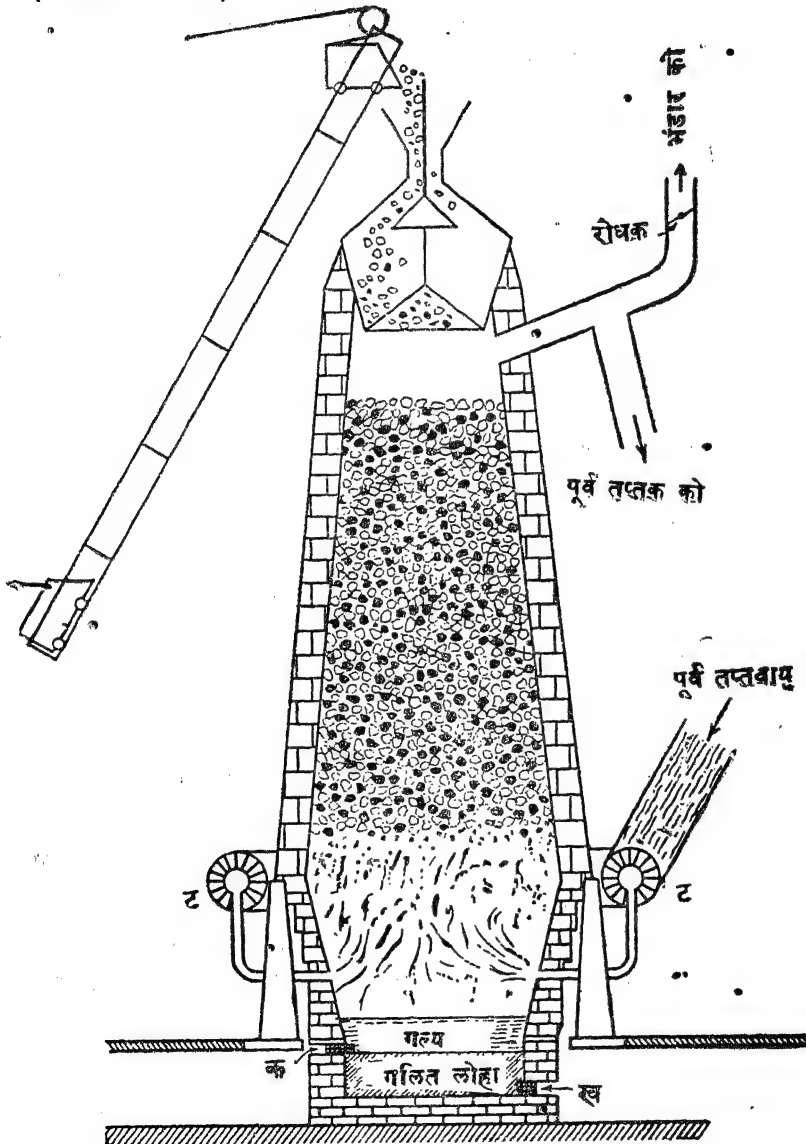
(ख) चुम्बकीय सान्द्रीकरण—धुले हुये अयस्क को अब चुम्बकीय क्षेत्र में रखते हैं। ऐसा करने पर लोहे के अयस्क कण एक ओर खिंच आते हैं और अचुम्बकीय पदार्थ दूसरी ओर हट जाते हैं। इस प्रकार अयस्क का लोहे की अपेक्षा से सान्द्रीकरण हो जाता है।

(ग) निस्तापन (calcination)—भट्टी में छोड़ने से पूर्व अयस्क का अच्छी प्रकार निस्तापन करते हैं। अयस्क को हवा के आधिक्य में रखते हैं। यह प्रतिक्रिया चाहें तो खुले ढेरों में की जाती है, अथवा इस काम के लिये विशेष निस्तापन भट्टियों का प्रयोग किया जाता है।

हेमेटाइट अयस्क का बहुधा निस्तापन करना आवश्यक नहीं समझा जाता। पर स्पैथिक अयस्क (FeCO_3) का निस्तापन परम आवश्यक है। निस्तापन करने से अयस्क से कार्बन डाइऑक्साइड, पानी, और कुछ गन्धक दूर हो जाता है। अयस्क में थोड़ा सा जो शिलाजीत का सा पदार्थ होता है, वह भी निस्तापन प्रतिक्रिया में जल कर दूर हो जाता है। इस प्रकार निस्तप्त अयस्क पूर्व की अपेक्षा अधिक रन्ध्रमय हो जाता है, और अब इसका अपचयन करना और सुगम हो जाता है।

(घ) अयस्क का संघटीकरण (Sintering)—कभी कभी निस्तप्त अयस्क का संघटीकरण किया जाता है। इस प्रतिक्रिया में छोटे छोटे कण बड़े संघट्टों में परिणत हो जाते हैं। अयस्क को एक छिछले संदूक में जाली पर रखते हैं और नीचे से हवा का झोंका दिया जाता है। ऐसा विधान होता है कि ये संदूक घुमाये जा सकें, और इनका माल एक ओर गिराया जा सके।

इस प्रकार तैयार निस्तप्त और संघट्टित अयस्क को फिर वात भट्टी (blast furnace) में भेजते हैं ।



चित्र १२६—वात भट्टी

वात भट्टी या ब्लास्ट फर्नेस—लोहा बनाने में वात भट्टी का उपयोग सन् १५०० के लगभग से होता आ रहा है। यह बाहर से इस्पात की मोटी चादर की बनी होती है। इसके भीतर आग्नेय ईंटों का अस्तर होता है। यह ५०-१०० फुट तक ऊँची होती है। इसके उदर (bosh) पर इसकी अधिकतम चौड़ाई लगभग २४ फुट होती है। इसके ऊपर के मुँह को बन्द करने और खोलने के लिये दुहरा “प्याला-शंकु विधान” (cup-cone arrangement) होता है। शंकु को ऊपर खींच लें तो यह प्याले में कस कर बैठ जाता है, जिससे भट्टी का कंठ मुंद जाता है। जंजीर ढीली कर दें, तो शंकु कंठ के नीचे लटक जाता है, और द्वार खुल जाता है। इस कंठ से शोधित अयस्क भट्टी के भीतर यथोचित समय पर डाला जाता है।

वात भट्टी के मुख्यतः तीन अंग हैं—

(१) कंठ बन्द करने और खोलने के लिये मुँह पर प्याला-शंकु।

(२) भट्टी का धड़ जिसके दो भाग होते हैं— नीचे का चौड़ा भाग “उदर” (bosh) कहलाता है, और ऊपर का भाग जो मुँह तक सँकरा होता जाता है। इसे हम ऊर्ध्व कहेंगे।

(३) पैंदे के निकट की अंगीठी (hearth) जो मूपा का भी काम करती है।

इन तीन अंगों के अतिरिक्त इस भट्टी में निम्न विधान भी होते हैं—

(क) अंगीठी के निचले भाग में एक छेद (hole) होता है, जिससे भीतर की गली हुई धातु बाहर निकालते हैं।

(ख) दूसरा द्वार (notch) जिसमें हाँकर “गलित” (slag) बाहर बहाया जाता है।

(ग) मोटे नल या टायर (tuyers) जिसके द्वारा हवा के झोंके भट्टी के भीतर भेजे जाते हैं।

(घ) गैसद्वार—भट्टी के भीतर बनी गैसों को बाहर निकालने का मार्ग।

भट्टी का धड़ पिटवाँ लोहे का बना होता है, और ढलवाँ लोहे के बने स्तम्भों पर यह थमा होता है।

भट्टी के ‘उदर’ में तापक्रम सबसे अधिक होता है। काँसे के चौरस बक्से में जो आग्नेय ईंटों के अस्तर के साथ लगे होते हैं, पानी प्रवाहित किया जाता है, जिसमें टायरों द्वारा भीतर आने वाली हवा का तापक्रम वश में रहता है।

भट्टी के मुँहासे, जैसा कहा जा चुका है, अयस्क और कोयले का मिश्रण भट्टी में गिराते हैं। भट्टी का भोजन निस्तत खनिज (२½ टन), चूने का पत्थर (१८१२ हंडरेट) और कोयला या कोक (१टन) है। इतने मिश्रण से १ टन लोहा प्राप्त होता है।

हवा का भोँका या वात—पुराने समय में अयस्क को कोयले के मिश्रण के साथ गरम करने का काम हाथ से धोँकी जाने वाली धोँकनियों से चल जाता था। पर आजकल के बड़े कारखानों में प्रति मिनट ३-५ पौंड दाब पर लगभग ५०,००० घन फुट हवा चाहिये। यह काम विशेष धोँकने वाले इंजिनों से लिया जाता है। कुछ इंजिन तो ऐसे हैं जो प्रति मिनट ६० हजार घन फुट हवा दे सकते हैं। जिन भट्टियों में लकड़ी के कोयले का प्रयोग होता है, कम दाब की हवा से काम चल जाता है, जिनमें कोक या ऐन्थ्रसाइट का व्यवहार होता है, उनमें अधिक दाब का भोँका चाहिये।

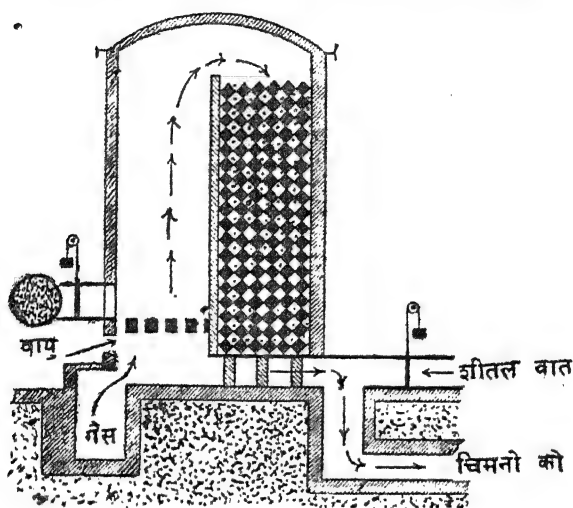
पहले तो भट्टियों में हवा वायुमंडल के तापक्रम पर ही भेजी जाती थी, पर १८२७ में नीलसन (Neilson) ने यह उचित समझा कि हवा को भट्टी में भेजने से पूर्ण गरम कर लेने में अधिक लाभ है। तब से अब सभी कारखानों में हवा पहले ही गरम कर ली जाती है। ऐसा कर लेने के कई लाभ हैं—
(१) कोक के स्थान में पत्थर के कोयले से ईंधन का काम चल सकता है।
(२) भट्टी के भीतर पहले की अपेक्षा अब कहीं कम ईंधन खर्च होता है, क्योंकि गरम हवाओं की गरमी भी काम आ जाती है। (३) भट्टी पर नियंत्रण अधिक रहता है और बड़े संयम से यह काम करती है।

वात का तापक्रम कितना रक्खा जाय यह ईंधन पर और कैसा लोहा तैयार करना है, इस पर निर्भर है। यदि लकड़ी के कोयले का उपयोग करना है तो तापक्रम २५०°-३५०° तक रख सकते हैं। ऐन्थ्रसाइट और कोक के लिये वात का तापक्रम ७००°-८००° तक रक्खा जा सकता है। यदि तापक्रम ऊँचा रक्खा जायगा तो लोहा अधिक धूसर रंग का होगा—इसमें कार्बन और सिलिकन अधिक मात्रा में होंगे।

वात को गरम करने के स्टोव—वात भट्टी के लिये जिस हवा के भोँके का प्रयोग करना है, वह दो प्रकार से गरम की जा सकती है। (१) ढलवाँ लोहे के नलों में, और (२) ईंटों के बने पुनरुत्पादकों में।

(१) **ढलवाँ लोहे के नलों के स्टोव**—ये स्टोव ढलवाँ लोहे के बने होते हैं। इनमें तापक्रम ५५०° से ऊपर नहीं रक्खा जा सकता क्योंकि और ऊँचे तापक्रमों पर नल फट जाते हैं।

(२) ईंटों के बने पुनरुत्पादकों के स्टोव—कूपर स्टोव (Cowper stove)—इसमें वात भट्टी के कंठ से निकली गैसों ही ले जायी जाकर स्टोव



में जलायी जाती हैं। ये गैसों स्टोव के निम्न भाग में लायी जाती हैं, और हवा इनमें मिलायी जाती है। फिर ये जलायी जाती हैं। इनके जलने से बनी गैसों ऊपर उठती हैं। ये फिर एक

चित्र १३०—कूपर स्टोव

पाश्र्व में ईंटों की

चिनायी के बने भाग में प्रवाहित करायी जाती हैं। ईंटों का यह भाग ऊपरी हिस्से में पहले गरम होता है, फिर धीरे धीरे यह गरमी नीचे की ओर बढ़ती है। जब यह गरमी स्टोव तक पहुँच जाय, गैस का स्रोत बन्द कर देते हैं। अब ठंडी वात के प्रवेश का वाल्व खोल देते हैं। यह ठंडी हवा ईंटों की चिनायी में होकर ज्यों ज्यों ऊपर बढ़ती है, गरम होती जाती है। इस प्रकार से गरम की गयी हवा वात भट्टी में फिर प्रविष्ट की जाती है।

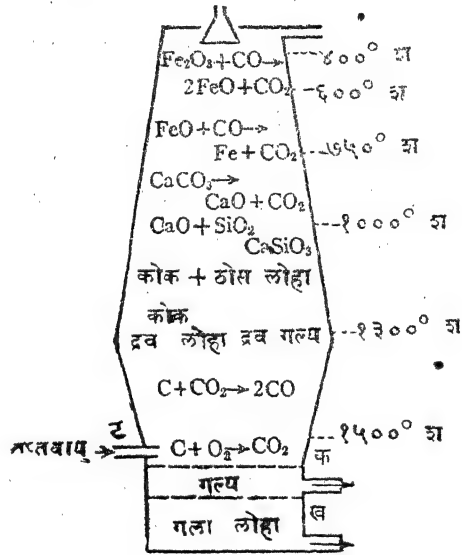
इस प्रकार वात भट्टी में पैदा हुई गैसों की गरमी ही वात (हवा के माँके) को गरम करने में काम आती है इसीलिये इस कूपर स्टोव का नाम पुनरुत्पादक (regenerative) स्टोव है।

वात का शुष्कीकरण—हवा के साथ कुछ न कुछ तो नमी रहती ही है। हवा का यह पानी तप्त कोयले के साथ निम्न प्रकार प्रतिक्रिया करता है— $C + H_2O \rightleftharpoons CO + H_2$ । इस प्रतिक्रिया में स्पष्टतः कुछ ताप की क्षति होती है। इसका अर्थ है, कि कुछ ईंधन का अपव्यय। अतः यह आवश्यक है कि वात की आर्द्रता को दूर कर दिया जाय, ऐसा करने के तीन प्रकार हैं—
(१) शीतलीकरण द्वारा जिससे हवा का पानी बरफ जम कर दूर हो जाय,

- (२) कैल्सियम क्लोराइड अथवा सिलिका जेल द्वारा पानी शोषित करके।
 (३) हवा का संकोच करने के अनन्तर इसे ठंडा किया जाय। सारांश यह है कि हवा में २ प्रतिशत से अधिक पानी कभी नहीं होना चाहिये।

वात भट्टी का प्रयोग और उसमें रासायनिक प्रतिक्रियायें—भट्टी के

कंठ में जो शंकु है, उसे जंजीरों द्वारा नीचे करने पर कंठ का मुख खुल जाता है। इस मुख से भट्टी का भोजन, अर्थात् निष्कृत लोह अयस्क, चूने का पत्थर और कोक या कोयले का मिश्रण भट्टी के उदर में डाला जाता है। नीचे भट्टी की अंगीठी में शुष्क तप्त वात प्रविष्ट होता है।

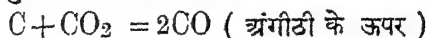


भट्टी के मुख के निकट तापक्रम 400° से 700° तक का होता है। यह भट्टी के धड़ का अपचायक प्रान्त (zone of reduction) है। इसके बाद भोजन जब इसके नीचे उतर आता है तो धड़ के उस प्रान्त में पहुँचता है, जहाँ तापक्रम 1200° से 1300° होता है। इसे गलित रचना का प्रान्त (zone of slag formation) कहते हैं। फिर जब पदार्थ ठीक भट्टी के उदर में अंगीठी के निकट पहुँचते हैं, तो वह प्रान्त मिलता है जहाँ तापक्रम 1200° – 1300° होता है। इसे द्रावण प्रान्त (zone of fusion) कहते हैं।

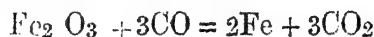
भट्टी के कंठ से उदर तक सामग्री बहुत धीरे धीरे आ पाती है। ऐसा होने में २-३ दिन तक लग जाते हैं। यह समय इस बात पर निर्भर है कि कैसा लोहा बनाना है, और कैसे वात का उपयोग किया गया है।

अंगीठी में जो कोक या कोयला जलता है वह वात भट्टी के योग से

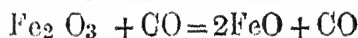
कार्बन एक्साइड देता है। यह गैस ऊपर को धड़ में उठती है। ऊपर से नीचे को आता हुआ द्रव इसके संपर्क में आकर अपचित होता है।



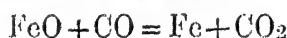
(१) $400^\circ - 600^\circ$ के बीच में—



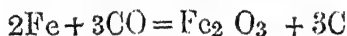
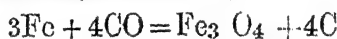
यह अपचयन दो पदों में होता है— 400° और 600° के बीच में



और फिर 600° और 800° के बीच में—



इस प्रकार अपचायक प्रान्त में लोहे का अयस्क लोहे में परिणत हो जाता है। पर साथ ही साथ यह कुछ धातु-लोहा कार्बन एक्साइड से प्रतिकृत होकर फिर अक्साइड बन जाता है—

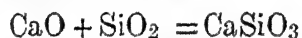


इस प्रकार फेरिक अक्साइड, Fe_2O_3 , और फेरस-फेरिक अक्साइड, Fe_3O_4 , बनते हैं।

इस ऊपर के अपचायक प्रान्त में ही जो चूने का पत्थर अयस्क के साथ आया है, तप्त होकर चूना बन जाता है—



कार्बन ट्राइअक्साइड गैस तो ऊपरी भाग के द्वार से निकल जाती है, और यह कैल्सियम अक्साइड अयस्क में मिली बालू से संयुक्त होकर गलनीय कैल्सियम सिलिकेट बनाता है—



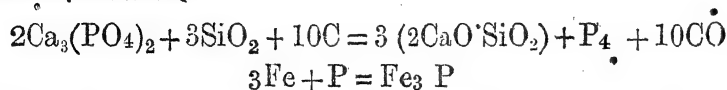
यह गल्य अंगीठे के पास बने हुये द्वार से बाहर बहा लिया जाता है।

भट्टी के उदर के पास रक्त तप्त पदार्थों का तापक्रम $1200^\circ - 1300^\circ$ होता है। यहाँ निम्न प्रतिक्रियाएँ भी साथ साथ होती हैं—



(१) यह कार्बन अपचयन की प्रतिक्रिया को पूर्ण करता है, अर्थात् यदि कुछ अयस्क अब तक बिना अपचित हुये बच रहा हो, तो वह फिर यहाँ पूर्णतः अपचित हो जाता है।

(२) अयस्क के साथ में जो कुछ थोड़ा सा फॉस्फेट भी हो, वह फॉस्फोरस में अपचित हो जाता है। यह मुक्त फॉस्फोरस लोहे के साथ फॉस्फाइड बनाता है—



इस प्रकार वात भट्टी में तैयार लोहे में कुछ लोस-फॉस्फाइड, और इसी प्रकार कुछ लोह सिलिसाइड, एवं लोह कार्बाइड भी मिले होते हैं। कुछ सलफाइड भी होता है। इन अशुद्धियों की मात्रा के ऊपर तैयार लोहे के गुण बहुत कुछ निर्भर हैं। अंगोठी में एक ओर को जो द्वार बना है, उससे यह गला हुआ लोहा बाहर बहा लिया जाता है, और इसे बालू के साँचों में ढाल लेते हैं। ढले हुये इस पदार्थ की आकृति शूकर के समान होने के कारण इसे शूकर-लोहा या पिग आयरन (pig iron) कहते हैं।

कभी कभी वात भट्टी से निकला गला हुआ लोहा इस्पात बनने के लिये सीधे कारखाने भेज दिया जाता है।

वात भट्टी द्वारा प्राप्त पदार्थ—वात भट्टी द्वारा चार प्रकार के पदार्थ प्राप्त होते हैं—(१) शूकर-लोहा, (२) गल्य, (३) भट्टी की गैस, (४) भट्टी की स्लज।

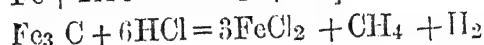
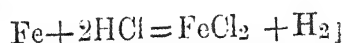
शूकर लोहा (pig iron) अथवा ढलवाँ लोहा (Cast iron)—शूकर-लोहे का ही नाम ढलवाँ लोहा है। यह शुद्ध नहीं होता। इसमें १.५ से ४ प्रतिशत तक कार्बन होता है। इसके अतिरिक्त जैसा ऊपर कहा गया है, इसमें थोड़ा सा सिलिकन, फॉस्फोरस, गन्धक, मैंगनीज आदि भी होते हैं।

Fe	६२-९५%	P	०.५-१%
C	३-४.३%	S	०.३-१%
Mn	०.२-१%	Si	१-२%

इसमें कुछ कार्बन तो लोह कार्बाइड, Fe_3C , (सीमेंटाइट) के रूप में और कुछ ग्रेफाइट के रूप में होता है। ग्रेफाइट वाला लोहा कुछ धूसर रंग का होता है।

गला हुआ ढलवाँ लोहा जब वेगपूर्वक ठंढा किया जाता है, तो इसमें सिलिकन कम और मैंगनीज अधिक होता है। ऐसी अवस्था में इसका नाम श्वेत (white) शूकर-लोहा होता है। लगभग सभी कार्बन कार्बाइड के र० शा० १३२

रूप में रहता है। यह भंगुर पदार्थ है और हलके हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में पूर्णतः विलेय है। धुलने पर हाइड्रोजन और हाइड्रोकार्बन का मिश्रण बनता है—



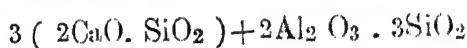
यदि गले हुये ढलवाँ लोहे में कम से कम २.५ प्रतिशत सिलिकन हो, और यह धीरे धीरे ठंढा किया जाय तो इसका अधिकांश कार्बन ग्रेफाइट-पत्र के रूप में पृथक् हो जाता है। इस प्रकार प्राप्त लोहा मृदु होता है। इसे हलके हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोलें तो हाइड्रोजन निकलता है, और ग्रेफाइट अविलेय बच जाता है। इस प्रकार के लोहे का नाम धूसर (grey) शूकर-लोहा है।

श्वेत और धूसर शूकर लोहे की बीच की अवस्था के लोहे का नाम चिदकबरा (mottled) शूकर-लोहा है।

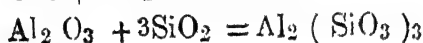
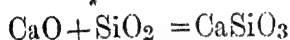
शुद्ध लोहे में ४.२५% तक कार्बन विलेय है, पर यदि मैंगनीज भी विद्यमान हो, तो और अधिक कार्बन घुल जाता है।

स्पीगल आयसन (Spiegel eisen)—और फेंगमैंगनीज—ये भी शूकर लोहा हैं पर इनमें १० प्रतिशत से अधिक (३०-३२% तक) मैंगनीज होता है। तोड़ने पर चमकीला पृष्ठ निकलता है।

गल्य—गलित धातु के अतिविक्रि प्रतिक्रिया में जो अन्य गलित पदार्थ बनते हैं, वे गल्य कहलाते हैं। ये हलके होते हैं, अतः इनकी तह गली हुई धातु के ऊपर तैरती है। यह कैल्शियम सिलिकेट और ऐल्यूमीनियम सिलिकेट का मिश्रण होता है—

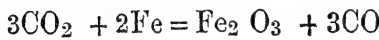


मूल अयस्क में सिलिकेट और ऐल्यूमीनियम की अशुद्धियाँ होती हैं जिनका दूर करना आवश्यक है। यदि अयस्क में कैल्शियम की मात्रा पहले से ही काफी हो, और सिलिकेट न हो तो गल्य बनाने के लिये ऊपर से थोड़ा सी बालू छोड़नी पड़ती है, और यदि सिलिकेट अधिक हो तो चूना छोड़ना पड़ता है।



कैल्सियम और ऐल्यूमीनियम सिलिकेट गलनशील हैं। गल्यों का रंग श्वेत होता है, पर बहुधा इसमें थोड़ा सा हरापन, नीलापन, भूरापन या कालापन भी होता है।

वातभट्टी से निकली गैसों—भट्टी में अधिकतर तो कार्बन द्विऑक्साइड गैस बनती है, पर इसका बहुत कुछ अंश तप्त लोहे के संपर्क से फिर कार्बन-एकऑक्साइड में अपचित हो जाता है।



वातभट्टी से निकली हुई गैसों का संगठन निम्न प्रकार हो जाता है—

नाइट्रोजन	६३%	मेथेन	१-३%
CO ₂	५-८%	हाइड्रोजन	१-२%
CO	२४-३०%		

इन गैसों का उपयोग कूबर-स्टोवों में किया जाता है, जैसा कि कहा जा चुका है।

रज (Dust)—गैसों के साथ बहुत सी धूल या रज भी उड़ कर आती है। इस रज में अयस्क, द्रावक और ईंधन के कण होते हैं। भिन्न भिन्न कारखानों में भिन्न भिन्न विधियों से इस रज को इकट्ठा करने के विधान होते हैं—रज ग्राहक, तरह तरह के छुन्ने और विद्युत् विसर्ग पर निर्भर विधियों का उपयोग होता है।

घनवर्धनीय या पिटवाँ लोहा (Malleable or wrought iron)—

यह लगभग शुद्ध लोहा होता है। इसमें ०.१२ प्रतिशत तक कार्बन होता है। कुछ गल्य भी (२-३%) इसमें आखसित रहता है। इसकी रचना तन्तुमय होती है, अतः यह दृढ़ और घनवर्धनीय होता है। इसे हथोड़े से पीट कर बढ़ाया जा सकता है। यह ढलवाँ लोहे की अपेक्षा उच्चतर तापक्रम पर पिघलता है (१४००°-१५००°)। इसमें सम्पूर्ण घुली हुई अशुद्धियाँ ०.५ प्रतिशत से कम ही होती हैं।

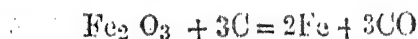
पिटवाँ लोहा बनाने की दो प्रकार की विधियाँ हैं—(१) अयस्क से पिटवाँ लोहा, (२) ढलवाँ लोहे से पिटवाँ लोहा।

अयस्क से पिटवाँ लोहा—हमारे देश में पुरानी पद्धति अयस्क से सीधे पिटवाँ लोहा तैयार करने की है। जमीन पर ही छोटी छोटी मट्टियाँ तैयार कर ली जाती हैं, जिनके निम्न भाग में दो छेद होते हैं। एक छेद से तो

खाल की धोंकनी से हवा भीतर भेजते हैं, और दूसरे छेद से गल्य और धातु बाहर निकालते हैं। भट्टी जैसे ही तप उठती है अयस्क का चूरा और कोयला इसमें डालते हैं। ४-६ घंटे में रन्ध्रमय लोहा तैयार हो जाता है। यह पिटवाँ लोहा घन की चोट से बढ़ाया जा सकता है।

ढलवाँ लोहे या शुकर लोहे से पिटवाँ लोहा—जैसा पीछे कहा जा चुका है, ढलवें लोहे में कार्बन, सिलिकन, फॉस्फोरस, गन्धक, मैंगनीज आदि अपद्रव्य सब मिल कर ५-८ प्रतिशत होते हैं। इसे क्षेपक या परावर्त्तक भट्टी (reverberatory furnace) में गलाते हैं। गला कर इसमें सोडियम कार्बोनेट और कुछ मैंगनीज मिला देते हैं। ये पदार्थ गलनशील सलफाइड, फॉस्फेट, सिलिकेट आदि बना देते हैं। कुछ द्रव्यों का उपचयन हो जाता है, और शुद्ध लोहा बच रहता है।

सन् १७८४ में कॉर्ट (Cort) ने पंकन-विधि, या पुडलिंग-विधि (Puddling process) का आविष्कार किया। इस विधि में क्षेपक भट्टी का उपयोग किया जाता है। इस भट्टी की दीवारों और फर्श पर फेरिक ऑक्साइड, (हेमेटाइट) का अस्तर होता है। यह ऑक्साइड ढलवाँ लोहे के कार्बन का अपचयन कर देता है—



पिघले हुये लोहे में होकर कार्बन एक्साइड गैस के बुलबुले उठते हैं, और गले द्रव्य में उफान सा आता है।

“पंकन-विधि” के चार अंग हैं—(१) द्रावण अवस्था—इस अवस्था में लोहा गलता है, और सिलिकन, मैंगनीज और फॉस्फोरस का उपचयन होता है। वह इस प्रकार अलग हो जाते हैं। इनका मैल या “पंक” काँछकर अलग कर दिया जाता है।

(२) कथनावस्था—इस अवस्था में लोह किट्ट (अर्थात् लोहे का ऑक्साइड) गले हुये पदार्थ में डाला जाया है। कुछ लोहे का ऑक्साइड भट्टी के अस्तर से प्राप्त होता है। यह ढलवाँ लोहे के कार्बन से उपर्युक्त समीकरण के अनुसार प्रतिक्रिया करता है। कार्बन और सिलिकन का भी उसी प्रकार उपचयन हो जाता है। कार्बन एक्साइड का प्रत्येक बुदबुदा जब फूटता है, वह जल उठता है। इसे पंक ज्वाला या “पुडलर-मोम-बत्ती” कहा जाता है। जब सब कार्बन उड़ जाता है तो उवाल बन्द हो जाता है और धातु कड़ी पड़ जाती है।

(३) अन्तिम शोधनावस्था—इसमें शेष कार्बन और मैंगनीज दूर किया जाता है।

(४) गोलावस्था (Balling)—अब जो मृदु लोहा मिला उसके ७५-७० पौंड के गोले बना लिये जाते हैं। इन्हें फिर घन से पीट कर निचोड़ा जाता है जिससे इसके गल्य पदार्थ दूर हो जाते हैं।

इस्पात का व्यवसाय

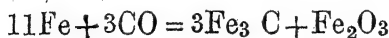
[Steel industry]

वज्रायस् या इस्पात इस प्रकार का लोहा है जिसमें ढलवां या शूकर लोहे से कम पर पिटवाँ लोहे से अधिक कार्बन होता है। संसार का अधिकांश लोहा इस्पात बनाने के काम आता है। इस्पात में ०.५ से १.५ प्रतिशत से कम ही गन्धक होता है। मैंगनीज ०.५ प्रतिशत और सिलिकन ०.३ प्रतिशत तक इसमें होते हैं। इस्पात में कुछ अन्य धातुयें भी विभिन्न देशों में मिलायी जाती हैं। जैसे यदि ऐसी इस्पात बनानी हो जो धक्के न डाले, तो उसमें क्रोमियम मिलाया जाता है। औजार बनाने की इस्पात में मैंगनीज, टंगस्टन और वैनैडियम मिलाते हैं।

वज्रायस्, स्टील या इस्पात बनाने की विधियाँ चार प्रकार की हैं —

- (१) सीमेंटीकरण विधि— — “Cementation”
- (२) अम्ल और भास्म परिवर्तक विधि—“Converter”
- (३) आम्ल और भास्म खुली अंगीठी-विधि—“Openhearth”
- (४) विद्युत् विधि—“Electrical”

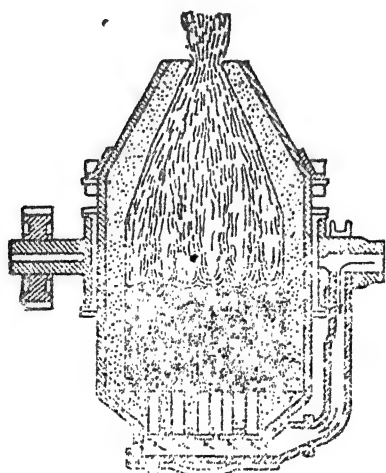
सीमेंटीकरण विधि—इस्पात बनाने की यह सबसे प्राचीन विधि है। इस विधि में शुद्ध पिटवाँ लोहे के छड़ या लट्टे काट लेते हैं, और फिर लकड़ी के कोयले में दबा कर सात दिन तक गरम होने देते हैं। पिटवाँ लोहा धीरे धीरे कार्बन की आवश्यक मात्रा ले लेता है। यह कार्बन संभवतः कार्बन एक्रोसाइड द्वारा प्राप्त होता है।



इस विधि में छड़ या लट्टे के भीतर के भाग पर क्रिया अधूरी रह जाती है, पृष्ठ भाग का लोहा इस्पात बन जाता है। अतः समस्त लोहे को गलाकर एकरस कर लिया जाता है, और फिर इसे ढाल लेते हैं। इस प्रकार बने इस्पात को

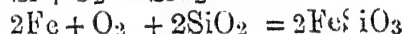
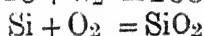
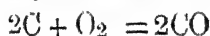
“भूषा-इस्पात” (Crucible steel) भी कहते हैं। छूरे और अन्य औजारों के बनाने में यह काम आती है।

बेसीमर इस्पात—जब से बेसीमर (Bessemer) ने सन् १८५५ में अपने अंडाकार परिवर्तक



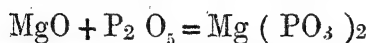
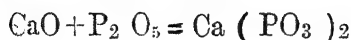
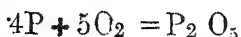
(Converter) का आविष्कार किया तब से इस्पात बनाने की विधि बड़ी सरल हो गई है। इस विधि में ढलवाँ या शूकर लोहा गलाया जाता है, और गले लोहे में होकर हवा धोकी जाती है। ऐसा करने से ढलवाँ लोहे का अधिकांश कार्बन अपचित होकर कार्बन एक्साइड बन जाता है;

चित्र १३२—बेसीमर परिवर्तक और सिलिकन का सिलिका बन जाता है, जो धातु के साथ सिलिकेट गल्य बना कर ऊपर तैरने लगता है। यहाँ से यह काँछ कर अलग कर दिया जाता है।



इस विधि से फॉस्फोरस को दूर करना कठिन है। अतः ऐसा शूकर लोहा ही लेना चाहिये जिसमें फॉस्फोरस न हो (जैसे लाल हेमेटाइट से प्राप्त लोहा)।

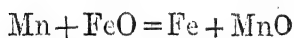
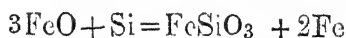
बेसीमर की प्रारंभिक विधि में परिवर्तक के भीतर अस्तर गेनिस्टर (garnister) नामक पदार्थ का होता था जो बालू से बनाया जाता था। यह अस्तर लोहे के फॉस्फोरस को दूर करने में समर्थ न था। बाद को गिलक्राइस्ट (Gilchrist) और थॉमस (Thomas) ने चूने और मेगनीशिया का अस्तर (कोलतार से सान कर) चढ़ाया। गले लोहे में हवा धोँकने के अनन्तर कुछ चूना इसमें और छोड़ा जाने लगा। गिलक्राइस्ट-थॉमस विधि से लोहे का फॉस्फोरस पूर्णतः अलग किया जा सका—



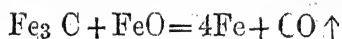
इन प्रतिक्रियाओं के आधार पर कैल्सियम और मैग्नीशियम फॉस्फेट का मेल गले ताँबे के ऊपर आ गया।

यह उल्लेखनीय बात है कि इस भास्म अस्तर के उपयोग करने पर आवश्यक हो जाता है कि लोहे में सिलिका बहुत न हो, नहीं तो यह अस्तर के साथ कैल्सियम सिलिकेट बना देगा, और अस्तर छूट जायगा। गिलक्राइस्ट विधि में गल्य में कैल्सियम-मैग्नीशियम फॉस्फेट होते हैं जिनका उपयोग खाद के रूप में होता है।

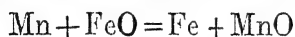
इस्पात बनाने के लिये बात भट्टी से सीधा गला हुआ ढलवाँ लोहा बेधीमर परिवर्तक में भेजा जाता है, और इसमें हवा का प्रवाह आरंभ किया जाता है। हवा थोड़े से लोहे का उपचयन करके फेरस ऑक्साइड बनाती है। यह सिलिकन और मैग्नीज से प्रतिक्रिया करता है—



जब तक ये प्रतिक्रियायें होती हैं, परिवर्तक के मुख से कोई ज्वाला नहीं निकलती। पर बाद को कार्बन के साथ प्रतिक्रिया आरंभ होती है—



यह कार्बन एक्साइड परिवर्तक के मुँह पर आकर जल उठती है। मुँह पर से बहुत बड़ी ज्वाला उठती है। जब ज्वाला शान्त पड़ जाय, तो समझना चाहिये कि ढलवाँ लोहा साफ हो गया है; इसमें कुछ लोह ऑक्साइड अवश्य मिला रहता है। इसे दूर करने के लिये इसमें थोड़ा सा स्पीगल आयसन (Spiegel eisen) अर्थात् शुद्ध लोहा जिसमें २०% के लगभग मैग्नीज हो, मिलाया जाता है। इसे मिलाने पर जोरों से प्रतिक्रिया फिर आरंभ होती है। मैग्नीज लोह ऑक्साइड के ऑक्सीजन से संयुक्त हो जाता है—

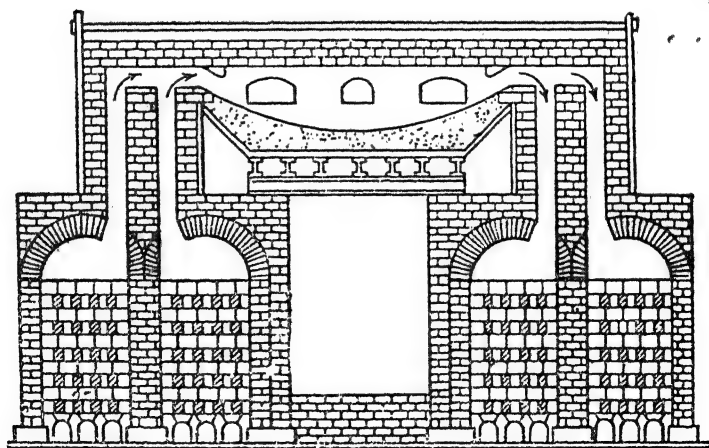
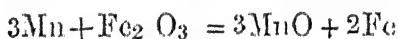
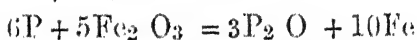
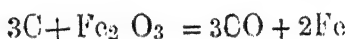


यह मैग्नीज ऑक्साइड गल्य रूप में पृष्ठ पर आ जाता है। इसे अलग काँछ लेते हैं।

इस प्रकार जो लोहा तैयार हुआ उसे इस्पात कहते हैं। मृदु इस्पात का संगठन निम्न प्रकार होता है।

लोहा	९८.४%	फॉस्फोरस	०.१%
कार्बन	०.४%	गन्धक	०.०६%
मैंगनीज	०.६%	सिलिकन	०.१%

विद्युत चुल्लि-विधि—Open-Hearth Process—इस्पात बनाने की यह विधि बड़े महत्व की है। सन् १८६३ में सीमेन्स (Siemens) ने और सन् १८६४ में मार्टिन (Martin) ने इसका प्रयोग किया। इस विधि में शूकर लोहा, लोहे के छोजन और लोह ऑक्साइड तीनों का मिश्रण अति उच्च तापक्रम तक गरम किया जाता है। इसकी प्रतिक्रियायें उसी प्रकार की हैं, जैसा कि पंकन-विधि (Puddling process) की। इस विधि में लोह ऑक्साइड की प्रतिक्रिया कार्बन, सिलिकन, मैंगनीज और फॉस्फोरस के साथ होती है। इन तत्वों के ऑक्साइड बनते हैं—



चित्र १३३—सीमेन्स-मार्टिन विधि

कार्बन एक्साइड तो उड़ कर हवा के साथ जल उठता है। दूसरे ऑक्साइड P_2O_5 , SiO_2 , MnO , आदि अस्तर के साथ संयुक्त होकर

गल्य बनाते हैं। सिद्धान्त रूप से यह विधि सरल है पर व्यवहार की दृष्टि से यह सुगम नहीं है। इसके लिये आवश्यक है कि इतनी बड़ी भट्टी हो कि जिसमें १०० टन तक का लोहा श्वेत ताप कर गरम किया जा सके।

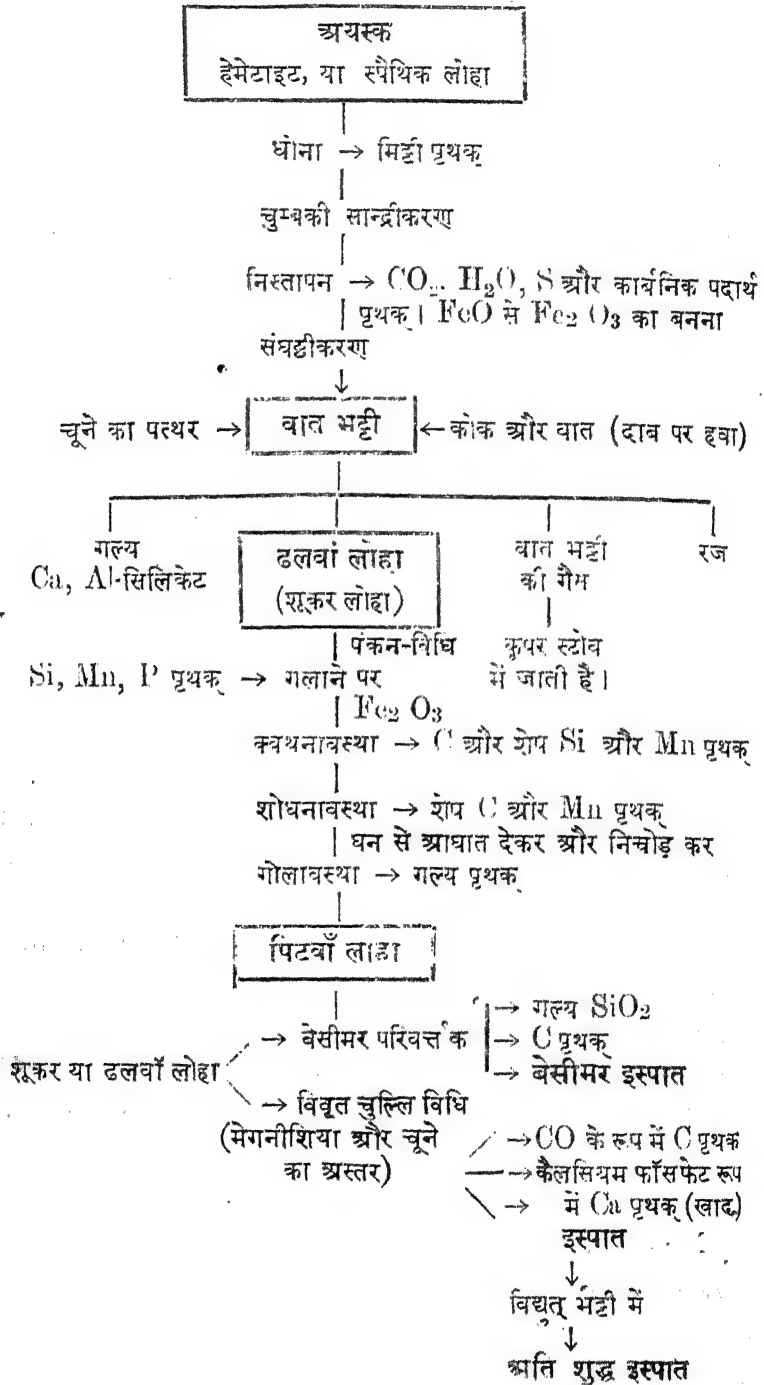
सीमेन्स मार्टिन विधि में भट्टी बाहर से ढलवाँ लोहे की होती है। और इसके भीतर ऐसी आग्नेय ईंटों का अस्तर होता है जिनमें सिलिका काफ़ी हो। भट्टी के फर्श पर या तो भास्म अस्तर (चूना और मेगनीशिया का) होता है या आम्ल-अस्तर (जैसे आग्नेय बालू का)। यदि लोहे में फॉस्फोरस बहुत हो तो भास्म अस्तर का उपयोग करते हैं। भट्टी में लोहा, लोहे का छीजन और लोहे, के ऑक्साइड का मिश्रण रखते हैं। किसी “पुनरुत्पादक” से जिसकी ईंटों की जाली गैसों से ही गरम में की गई हो, “उत्पादक गैस” या प्रोड्यूसर गैस भट्टी में प्रविष्ट की जाती है। एक दूसरे पुनरुत्पादक से हवा भट्टी में प्रविष्ट कराते हैं। भट्टी के प्रकोष्ठ में हवा और उत्पादक गैस दोनों जलती हैं। इनके जलने पर प्रकोष्ठ का तापक्रम बहुत ऊँचा उठ जाता है। जलने पर जो गैसें बनती हैं उनके बाहर निकालने के लिये दो मार्ग होते हैं। इनसे ये तप्त गैसें निकल कर पुनरुत्पादकों को फिर गरम करने के काम आती हैं।

इस विधि में कई लाभ हैं। इस्पात का संगठन यथेष्ट बनाया जा सकता है, लोहे के छीजन का भी इसमें उपयोग हो जाता है, और इस्पात एकरस बनती है। हाँ, इसमें ईंधन का खर्च अत्यन्त विशेष होता है, पर इस्पात इतनी अच्छी बनती है कि यह खर्च बसूल हो जाता है।

विद्युत् इस्पात—विद्युत् भट्टियों में तैयार की गई इस्पात बहुत शुद्ध होती है, इसमें गन्धक बिलकुल नहीं होता। ये भट्टियाँ ऊपर वाली भट्टियों में तैयार किये गये इस्पात को ही और अधिक शुद्ध करने के काम आती हैं। इन भट्टियों में भास्म-अस्तर होता है। गरम होने पर इनमें जब इस्पात गल जाती है, तो ऊपर से कुछ चूना, बालू और फ्लोरस्पर छोड़ा जाता है। भट्टी बन्द कर दी जाती है, जिससे लोहा ऑक्सीजन के संपर्क से बचा रहे। थोड़ी देर में प्रतिक्रिया पूरी हो जाती है। चूना इस्पात के कार्बन और गन्धक के साथ संयुक्त होकर कैल्सियम कार्बाइड और सल्फाइड बनाता है। भट्टी की अपचापक परिस्थितियाँ सम्पूर्ण ऑक्सीजन को दूर कर देती हैं।

यदि मिश्र-इस्पात तैयार करनी हो, तो इसी समय कुछ फेरोमैगनीज या फेरोक्रोमियम छोड़ा जाता है।

अयस्क से लोहे की प्राप्ति



वज्रायस् या इस्पात की प्रकृति—इस्पात लोहे का अति मूल्यवान् रूप है। इसमें बल, कठोरता और दृढ़ता तीनों होती हैं। घन की चोट पर इसे झुकाना और बढ़ाया भी जा सकता है। इसे गरम करके, अथवा इस पर पानी चढ़ा कर या मृदु (टेम्पर) करके यथेच्छ दृढ़ और यथेच्छ मृदु भी किया जा सकता है। यह इसकी और विशेषता है।

जब इस्पात को धीरे धीरे ठंडा करते हैं या एनील करते हैं, यह सापेक्षतः मृदु होती है, इसे झुका सकते हैं, इसमें छेद कर सकते हैं, और यह मुड़ तो जाती है पर टूटती नहीं। पर यदि इस्पात को 900° के लगभग ऊँचे तापक्रम पर गरम करके एक दम ठंडा करें, तो यह बहुत ही कठोर हो जाती है और भंगुर भी हो जाती है, इतनी भंगुर कि किसी उपयोगी काम में नहीं आ सकती। पर यदि इसी इस्पात को एक बार फिर सावधानी से गरम किया जाय, तो यह कम भंगुर और कम कठोर बन जाती है। इस प्रक्रिया को मृदुकरण या टेम्परिंग कहते हैं। ठीक तापक्रमों के प्रयोग से विभिन्न गुणों की इस्पात बनायी जा सकती है जिनका उपयोग भिन्न भिन्न कामों में हो सकता है। उदाहरणतः यदि चाकू या उस्तरे के लिये इस्पात बनानी है तो दुबारा थोड़ा ही गरम करना चाहिये। इस काम के लिये इस्पात कठोर होनी चाहिये। यह आवश्यक नहीं है कि यह चोट सह सके। पर यदि बमूले, आर्री या फडुवे के लिये इस्पात बनानी हो तो दुबारा ऊँचे तापक्रम तक गरम करना चाहिये। इस काम के लिये जहाँ यह आवश्यक है कि इस्पात दृढ़ हो, यह भी आवश्यक है कि यह भंगुर न हो।

इस्पात की दृढ़ता कार्बन की मात्रा पर भी निर्भर है। साधारण इस्पात में ०.५ से १.५ प्रतिशत तक कार्बन होता है। मृदु इस्पात में ०.५ प्रतिशत से कम कार्बन होता है।

यहाँ यह भी ध्यान रखने योग्य बात है कि यदि ऊँचे तापक्रम तक इस्पात को तपा कर इसे पारे या ताप के अच्छे चालक किसी और द्रव्य में बुझावें तो जो इस्पात बनेगी वह अधिक कठोर और भंगुर होगी। पर तप्त इस्पात को पानी में बुझावें तो सापेक्षतः नरम और भंगुर इस्पात बनेगी। पर यदि तेल में बुझावें तो दृढ़ होगी पर भंगुर न होगी (क्योंकि तेल में बुझाने पर तापक्रम धीरे धीरे गिरता है)।

तप्त इस्पात का रूप-रंग देख कर ही पता चल जाता है कि इसका तापक्रम क्या है। यदि कठोर इस्पात के पृष्ठ पर पॉलिश की हो, और इसे

धीरे धीरे गरम करें तो तापक्रम के अनुसार इसके रंग बदलेंगे। पहले तो भूरी का सा हलका रंग आवेगा (220°) ; फिर यह रंग गहरा पड़ जावेगा (230°) ; गहरा पीला हो जावेगा (245°) ; फिर भूरा पड़ेगा (255°) ; फिर बैजनी चितकबरा होगा (265°) ; फिर बैजनी रंग हो जायगा (275°) ; फिर कासनी रंग का हो जायगा (285°) और अन्त में नीले रंग का हो जाता है (320°)। अनुभवी व्यक्ति इन रंगों को देख कर ही तापक्रम का अनुमान कर लेते हैं। इस्पात की बनी भिन्न भिन्न चीज़ों के लिये भिन्न भिन्न तापक्रम तक गरम करना चाहिये।

220° तक भाला, छुरा, डाक्टर की चाकू।

230° ,, छुरा, डाक्टर की शल्यस्त्र।

245° ,, कलम पेन्सिल बनाने के चाकू, लकड़ी काटने का औज़ार।

255° बसूला, आरी।

265° बसूला, जेब्री चाकू।

275° रोटी काटने के चाकू, कांटे, छुरी।

285° तलवार, घड़ी की कमानी।

लोहे के रूपान्तर—जैसे गन्धक या फॉस्फोरस के स्थायी और अस्थायी रूपान्तर होते हैं, उसी प्रकार लोहे के भी कई रूपान्तर ज्ञात हैं। यदि शुद्ध लोहे को 760° तक गरम किया जाय, तो इसके अणुओं की रचना में परिवर्तन हो जाता है।

साधारण शुद्ध लोहा 760° के नीचे स्थायी है और मृदु एवं चुम्बकीय है। पिटवाँ लोहा इसी प्रकार का है। इसे ऐलफा-फेराइट (alpha ferrite) कहते हैं। इसमें लोह कार्बाइड, Fe_3C , अधिक नहीं घुलता।

यदि लोहे को 900° तक गरम किया जाय तो जो लोहा बनता है, वह चुम्बकीय नहीं होता। यह कार्बाइड सीमेंटाइट (cementite) के साथ ठोस विलयन बनाता है। इसे गामा फेराइट (gamma ferrite) कहते हैं। लोहे को यदि 1400° तक गरम करें तो तीसरे प्रकार का लोहा बनता है जिसे डेल्टा-फेराइट (delta ferrite) कहते हैं। यह लोहा कार्बाइड को घोलने में असमर्थ है।

600°

ऐ० फेराइट \rightleftharpoons गा० फेराइट \rightleftharpoons डे० फेराइट

1400°

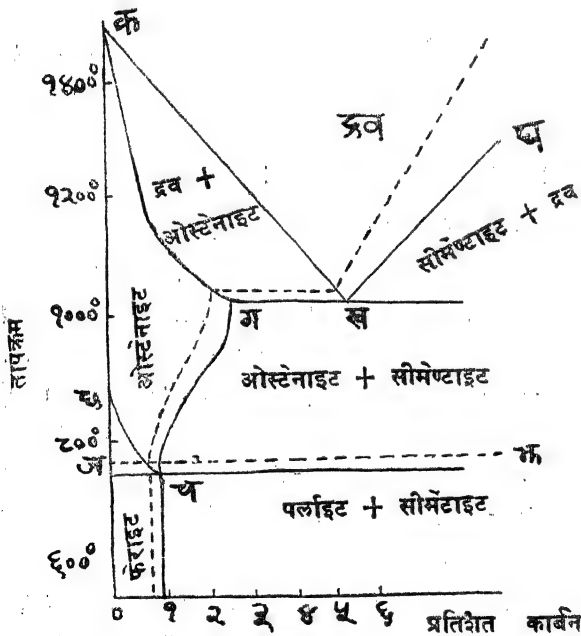
इसी प्रकार यदि डेल्टा फेराइट को ठंडा करें तो 1400° के नीचे यह गामा फेराइट में परिणत होने लगता है, और फिर 600° के नीचे ऐलफा-फेराइट में।

यदि द्रव लोहे को वेगपूर्वक बुझाया जाय तो यह लोह कार्बाइड (सीमेंटाइट) का ठोस विलयन बनाते हुये गामा-फेराइट में परिणत हो जायगा। यह एकरस कठोर और भंगुर इस्पात है। इसका नाम ऑस्टेनाइट (austenite) है।

पर यदि द्रव लोहे को धीरे धीरे ठंडा करें, तो लोह कार्बाइड (सीमेंटाइट) विभक्त हो जाता है। ऐसा होने पर लोहा 1130° पर ठोस पड़ता है। इसमें लोह कार्बाइड के विभाजन से बना कार्बन फेराइट के पत्रों के रूप में रहता है।

यदि किसी इस्पात में कार्बन कम हो, तो कभी कभी धीरे धीरे ठंडा करने पर ऐसा लोहा प्राप्त होता है जिसमें शुद्ध लोहे (ए० फेराइट) के मणिभ एक दूसरे प्रकार के सूक्ष्म पत्राकार मणिभों से पृथक् हो जाते हैं। इन पत्राकार मणिभों में बारी बारी से लोहे और सीमेंटाइट (कार्बाइड) की तहें होती हैं। इन पत्राकार मणिभों को पर्लाइट (pearlite) कहते हैं।

नीचे के चित्र में लोहे पर कार्बन का प्रभाव चित्रित किया गया है।



चित्र १३४—लोह-कार्बन वक्र

क—शुद्ध (डे० फेराइट) लोहे का द्रवणांक

कख—द्रव लोहे के हिमांक पर कार्बन का प्रभाव
(liquidus)

कग—ठोस लोहे के द्रवणांक पर कार्बन का प्रभाव
(solidus)

ख—चलबिन्दु (eutectic) (११२५°)

(ऑस्टेनाइट और सीमेंटाइट के बीच में)

खघ—सीमेंटाइट का विलेयता वक्र

चग—ऑस्टेनाइट में कार्बन की विलेयता

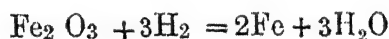
च = ०.८६% कार्बन

छच—गा० फेराइट से ए० फेराइट की परिवर्तन-शीलता (कार्बन के हिसाब से साम्य-तापक्रम पर प्रभाव) ।

चच—चल बिन्दु-ए० फेराइट और पर्लाइट के बीच में ।

जम्—इस रेखा पर चुम्बकीय परिवर्तन होता है । (७६०°)

शुद्ध लोहे के गुण—प्रयोगशालाओं के काम का अतिशुद्ध लोहा शुद्ध फेरिक ऑक्साइड की हाइड्रोजन के प्रवाह में तपा कर तैयार किया जा सकता है—



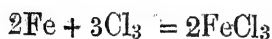
फेरस लवणों के विद्युत् विच्छेदन से भी अतिशुद्ध लोहा प्राप्त होता है ।

शुद्ध लोहा सफेद रंग का होता है । यह ५२५° के लगभग तापक्रम पर पिघलता है । बिजली की भट्टियों में यह उबाला जा सकता है । इसका घनत्व ७.८५ है और आपेक्षिक ताप ०.११० । लोहे की विशेषता इसका प्रबल अनुचुम्बकत्व है, जिसे लोह-चुम्बकत्व (ferromagnetism) कहते हैं । पर लोहे के प्रति चुम्बक का यह विशेष आकर्षण ७६६° के नीचे ही होता है, अतः संभवतः यह ऐलफा-फेराइट लोहे का ही गुण हो । शेष गामा और डेल्टा-फेराइटों में जो उच्च तापक्रमों पर ही स्थायी हैं लोह-चुम्बकत्व नहीं पाया जाता ।

लोहा ऑक्सीजन से शीघ्र संयुक्त होता है । इसका महीन चूर्ण हवा में जलता है, और ऑक्सीजन में तो बड़ी ही उग्रता से जलता है और चिन-गारियों की फुलझड़ियाँ छूटती हैं । ऑक्सीजन के प्रति इस उग्रता का

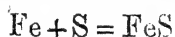
उपयोग लोहे की मोटी मोटी चद्दरों को तोड़ने में किया जाता है। जिस स्थान पर से तोड़ना हो उसे आँक्स-ऐसीटिलीन ज्वाला द्वारा श्वेत तप्त करते हैं। श्वेत ताप के अनन्तर ज्वाला में ऐसीटिलीन का प्रवाह रोक देते हैं। केवल आँक्सीजन का प्रवाह पड़ने पर श्वेत तप्त लोहा कटने लगता है*। जिस सीध में लोहे की चद्दर को चाहें, अब काटते जा सकते हैं*।

लोहा क्लोरीन गैस में भी जलता है। प्रतिक्रिया में फेरिक क्लोराइड बनता है—

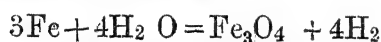


अन्य हैलोजनों से भी यह संयुक्त होता है।

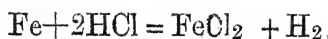
गन्धक की वाष्पों में यह जल कर फेरस सल्फाइड बनाता है—



रक्त तप्त लोहा पानी की भाप के साथ प्रतिक्रिया करता है। ऐसी स्थिति में फेरसफेरिक (ferrosoferric) आँक्साइड (चुम्बकीय आँक्साइड) बनता है, और हाइड्रोजन मुक्त होता है—

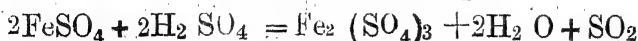


लोहे पर वे एसिड जिनमें उपचायक गुण नहीं हैं, प्रतिक्रिया करके फेरस लवण और हाइड्रोजन देते हैं—



ढलवाँ लोहे और इस्पात में यदि कार्बाइड, फॉस्फोरस, आर्सेनिक आदि अशुद्धियाँ भी हों तो वे एसिड के योग से गैसीय हाइड्राइड देंगी। (हाइड्रोकार्बन, फॉस्फीन, आर्सेन आदि)। ये गैसें भी हाइड्रोजन के साथ निकलेंगी। अतः इस प्रकार प्राप्त हाइड्रोजन दुर्गन्धमय और विषैला होता है।

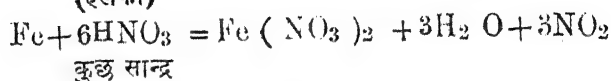
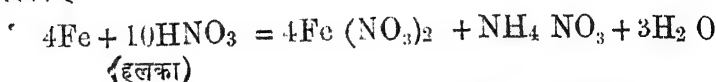
उपचायक एसिड लोहे के साथ अपचित हो जाते हैं। सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड लोहे के चूर्ण के साथ गरम होने पर फेरस सल्फेट, और फेरिक सल्फेट एवं गन्धक द्विआँक्साइड और गन्धक भी देता है—



ढक्का नाइट्रिक एसिड लोहे से अपचित होकर अमोनिया देता है।

पर अधिक सान्द्र एसिड नाइट्रस आँक्साइड, नाइट्रिक आँक्साइड और

नाइट्रोजन परीक्साइड देते हैं। हलके एसिड के साथ फेरस नाइट्रेट, परन्तु सान्द्र एसिड के साथ फेरिक नाइट्रेट बनता है। प्रतिक्रियायें कुछ कुछ निम्न प्रकार हैं —



सान्द्र नाइट्रिक एसिड में लोहा निश्चेष्ट (passive) हो जाता है। यदि लोहे को क्रोमिक एसिड या सान्द्र नाइट्रिक एसिड में डुबायें, तो इसमें कुछ परिवर्तन नहीं होता। अब इसे निकाल लें, तो यह ऐसा निश्चेष्ट हो जाता है कि इसके साथ कुछ प्रतिक्रिया ही नहीं होती, अर्थात् अब यह ताम्र सल्फेट के विलयन में से ताँबा मुक्त नहीं करता। बहुत संभव है कि यह निश्चेष्टता इसके ऊपर एक अदृष्ट तह फेरस-फेरिक ऑक्साइड, Fe_3O_4 के जम जाने के कारण हो।

लोहे की निश्चेष्टता क्रोमिक एसिड या हाइड्रोजन परीक्साइड में डुबाने पर भी उत्पन्न की जा सकती है। इसी प्रकार यदि किसी विद्युत्-विच्छेदन में लोहे को धनद्वार (ऐनोड) बनाया जाय, तब भी यह निश्चेष्ट हो जाता है।

यदि हम हलके सल्फ्यूरिक एसिड विलयन के भीतर किसी निश्चेष्ट लोहे को सचेष्ट लोहे से छुआ दें तो निश्चेष्ट लोहे की निश्चेष्टता दूर हो जायगी। निश्चेष्ट लोहे को हाइड्रोजन के प्रवाह में भी गरम करने पर सचेष्टता वापस आ जाती है। इन प्रयोगों से स्पष्ट है कि निश्चेष्टता किसी ऑक्साइड की पतली तह बन जाने के कारण है।

लोहे के किट्टा या जंग (Iron rust)—यह सब जानते हैं कि बरसात के दिनों में जब हवा में नमी रहती है, लोहे की चीज़ में जंग आगामी से लग जाता है। गरमी की शुष्क ऋतु में जंग देर में लगता है। यह जंग Fe_2O_3 से लेकर $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ अथवा $\text{Fe}(\text{OH})_3$ के संगठन के बीच का है। बहुधा इसका संगठन $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ होता है।

यह स्पष्ट है कि हवा के अभाव में केवल पानी से लोहे में जंग नहीं लगता। यदि पानी उबाल डाला जाय, जिससे इसकी शुली हवा निकल जाय, और फिर इसमें लोहे की कीलें डाली जायँ और उबले पानी की तह पर मोम या वैसलीन की तह जमा दी जाय (जिससे हवा पानी में न जा सके)

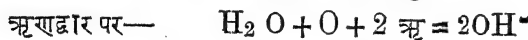
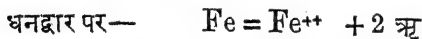
तो एक वर्ष में भी इन कीलों पर जङ्गल न लगेगा। इसी प्रकार सर्वथा शुष्क वायु में, जिसमें पानी की थोड़ी सी भी भाप न हो, लोहे पर जङ्गल नहीं लगता है।

यह भी देखा गया है कि अति-शुद्ध लोहे में जंग नहीं लगता। जङ्गल के लिये आवश्यक है कि इसमें कुछ अशुद्धियाँ हों। यह भी ठीक है कि कार्बन द्विआक्साइड की विद्यमानता में जङ्गल लगने की प्रतिक्रिया वेग से होने लगती है।

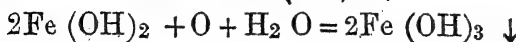
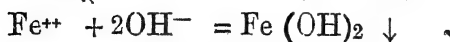
यदि किसी धातु के टुकड़े का एक भाग दूसरे भाग की अपेक्षा अधिक विद्युत्-धनात्मक होगा, तो धातु का टुकड़ा शीघ्र घुलने लगेगा (उसी प्रकार जैसे शुद्ध जस्ते का टुकड़ा ताँबे के संपर्क में आने पर ऐसिड में अति वेग से घुलने लगता है)। साधारण लोहे और इस्पात में बहुत सी अशुद्धियाँ होती हैं। इनके कारण ही लोहे की चीज़ों में जङ्गल लगने के अनेक केन्द्रों का आविर्भाव होता है। यदि लोहे में अशुद्धि न हो, पर कहीं खुरच दो तो भी जंग लगना आरंभ हो जायगा।

यदि एक ही लोहे के टुकड़े का एक भाग दूसरे की अपेक्षा अधिक विद्युत्-धनात्मक या ऋणात्मक हो, तो अधिक धनात्मक वाला भाग ऐनोड (धनद्वार) का काम करेगा, और दूसरा अधिक ऋणात्मक भाग कैथोड (ऋणद्वार) का काम करेगा। धनद्वार पर से ऋणाणु (ऐलेक्ट्रोन) निकलेंगे, और यहाँ का लोहा फेरस आयन (Fe^{++}) बन कर विलयन में चला जायगा।

ये ऋणाणु कैथोड (ऋणद्वार) की ओर आवेंगे। यहाँ ये ऑक्सीजन और पानी के योग से OH^- आयन बनवेंगे—



ऋणद्वार पर लोहे में कोई क्षति नहीं होती। इन प्रतिक्रियाओं के द्वारा उत्पन्न फेरस आयन और हाइड्रॉक्सील आयन परस्पर प्रतिक्रिया करके पहले तो फेरस हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप देंगी, पर यह अवक्षेप वायु के ऑक्सीजन से फेरिक हाइड्रॉक्साइड में अपचित हो जायगा—



सही फेरिक ऑक्साइड धातु पर जमा हो जाता है जिसे हम किट्ट या जङ्गल कहते हैं।

इवान्स (Evans) के अनुसार विभिन्न-वायुता भी जड़ लगने का कारण हो सकती है। यदि किसी सेल के एक भाग में ऐसा पानी रखें जिसमें काफी हवा घुली हो, और दूसरे भाग में ऐसा पानी जिसमें बिलकुल हवा न हो, और दोनों भागों में एक ही प्रकार के लोहे की छड़ डुबोयें, तो इन दोनों लोहों को तार से जोड़ देने पर मालूम होगा कि बिजली की धारा प्रवाहित होने लगी है। अर्थात् एक लोहा दूसरे की अपेक्षा अधिक धनात्मक हो गया है। हवा वाले पानी में जो लोहा था वह कैथोड (ऋणद्वार) बन गया है, और बिना हवा वाले पानी का लोहा ऐनोड (धनद्वार) है। अतः क्षति बिना हवा वाले भाग पर आरंभ होती है (यहाँ का लोहा फेरस आयन बन कर विलयन में जाता है)। यह फेरस आयन पूर्व समीकरण के अनुसार हवा के ऑक्सीजन से योग से होने पर फेरिक ऑक्साइड का अवक्षेप देगी।

लोहे के ऑक्साइड

लोहे के तीन ऑक्साइड प्रसिद्ध हैं।

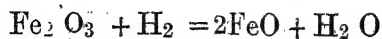
(१) फेरस ऑक्साइड, FeO —इसमें लोहे की संयोज्यता दो है। इसके लवण फेरस (ferrous) कहलाते हैं—फेरस सल्फेट, FeSO_4 आदि।

(२) फेरिक ऑक्साइड, Fe_2O_3 —इसमें लोहे की संयोज्यता तीन है। इसके लवण फेरिक (ferric) कहलाते हैं—फेरिक क्लोराइड, FeCl_3 , आदि। ये अति सान्द्र क्षारीय विलयनों के साथ अस्थायी फेराइट (ferrite) जैसे $\text{Na}_2\text{Fe}_2\text{O}_4$, भी देते हैं। अर्थात् इस ऑक्साइड में क्षीण अम्ल-गुण भी हैं।

(३) फेरोसो-फेरिक ऑक्साइड, Fe_3O_4 —इसमें लोहे के एक परमाणु की संयोज्यता दो है, और दो परमाणुओं की तीन है। इसे फेरस फेराइट $\text{Fe}^{2+}(\text{Fe}^{3+}\text{O}_2)_2$ भी माना जा सकता है।

इन तीन ऑक्साइडों के अतिरिक्त एक चौथे ऑक्साइड की भी कल्पना की जा सकती है। यह त्रिऑक्साइड, FeO_3 , है, जो स्वयं तो नहीं पाया जाता पर इससे बने अस्थायी फेरैट मिलते हैं जैसे K_2FeO_4 ।

फेरस ऑक्साइड, FeO —यह ऑक्साइड कठिनाई से बनाया जाता है। फेरिक ऑक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में 300° पर गरम करने पर यह बनता है—



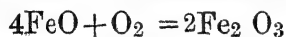
यह फेरस ऑक्जलेट को गरम करके भी बनाया जा सकता है (फेरस सलफेट के विलयन में अमोनियम ऑक्जलेट मिलाने पर फेरस ऑक्जलेट बनता है)—



फेरस ऑक्जलेट को उबलते हुये कॉस्टिक पोटाश के विलयन में डालने पर यह अवक्षिप्त होता है—

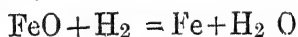


यह काला चूर्ण है, जो हवा के अभाव में 1820° पर पिघलता है। हवा में गरम करने पर यह जल उठता है—

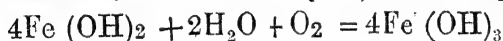
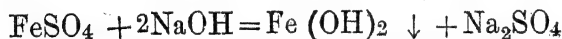


फेरस ऑक्साइड और लोहे के चूरे का मिश्रण फुलझड़ियाँ बनाने के काम आता है।

फेरस ऑक्साइड को हाइड्रोजन में $700^\circ - 800^\circ$ पर गरम करें तो लोहा मिलता है—

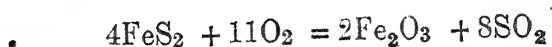


फेरस हाइड्रॉक्साइड, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ —फेरस लवणों के ठंडे विलयन में चारों का विलयन मिलाने पर फेरस हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप आता है। यदि हवा के नितान्त अभाव में अवक्षेपण किया जाय, तो अवक्षेप का रंग सफेद होगा। हवा की उपस्थिति में इसका रंग आरंभ में हरा, $\text{Fe}_3(\text{OH})_8$, और अन्त में फेरिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, बनने पर भूरा हो जाता है—

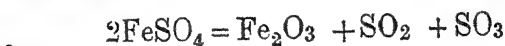


इसे शुष्क रूप में बनाना कठिन है। अन्य फेरस यौगिकों के समान यह अच्छा अपचायक पदार्थ है।

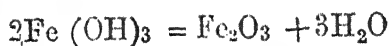
फेरिक ऑक्साइड, Fe_2O_3 —प्रकृति में जो हेमेटाइट, Fe_2O_3 , पाया जाता है वह फेरिक ऑक्साइड है। लिमोनाइट, $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, भी जल युक्त फेरिक ऑक्साइड है। लोह मार्शक, FeS_2 , को गरम करने पर भी फेरिक ऑक्साइड बनता है—



फेरस सल्फेट को तपाने पर भी फेरिक ऑक्साइड, बच रहता है—

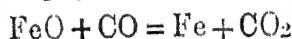
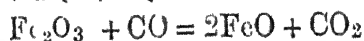


प्रयोगशाला में फेरिक लवणों को क्षार के साथ प्रतिकृत करके फेरिक ऑक्साइड मिलता है—



इसका लाल चूर्ण आभूषणों और रत्नों को माँज कर साफ करने के काम में आता है। इसे रूज़ (rouge) कहते हैं।

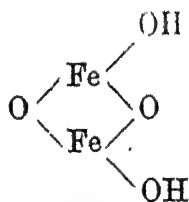
फेरिक ऑक्साइड लाल से लेकर काले तक अनेक रंगों का बनता है। इसका रंग बनाने और तपाने की विधि पर निर्भर है। यह बड़ा स्थायी पदार्थ है, हवा-पानी का इस पर असर नहीं होता। हाइड्रोजन अथवा कार्बन एक्साइड के प्रवाह में गरम करने पर यह पहले तो फेरस ऑक्साइड, और अन्त में लोहा देता है—



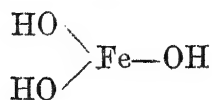
कम तापक्रम तक तपाया गया फेरिक ऑक्साइड तो अम्लों में विलेय है, पर यदि 650° के ऊपर दहका लिया जाय, तो फिर यह अम्लों में नहीं घुलता (सान्द्र नाइट्रिक एसिड में बिलकुल नहीं, सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में धीरे धीरे)।

फेरिक ऑक्साइड का उपयोग पेंटों में किया जाता है।

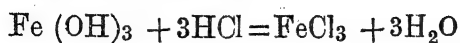
फेरिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ —प्रकृति में यह कई हाइड्रेटों के रूप में पाया जाता है। लोहे के किट्ट में या गोथाइट, (goethite) में यह $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.



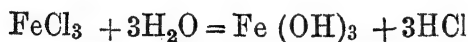
के रूप में मिलता है। अमोनिया और फेरिक लवणों के विलयनों के योग पर जो लुआबदार अवक्षेप आता है, वह मुख्यतः $\text{Fe}(\text{OH})_3$ है—



यह अम्लों में आसानी से घुलता है—



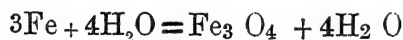
उबलते पानी में थोड़ा सा सान्द्र फेरिक क्लोराइड विलयन डालने पर श्लैष या कोलायडीय फेरिक हाइड्रॉक्साइड, विलयन मिलता है। इस पर घनात्मक आवेश है—



इसे अपोहन (dialysis) द्वारा शुद्ध किया जा सकता है।

फेरिक हाइड्रॉक्साइड के ताज़े अवक्षेप को ऐसीटिक एसिड में घोल कर अपोहन (dialysis) करने पर भी फेरिक हाइड्रॉक्साइड का कोलायडीय विलय (sol) मिल सकता है। ग्लिसरीन, शर्करा आदि से यह विलय और अधिक स्थायी बनाया जा सकता है।

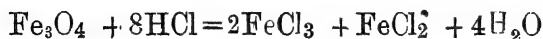
फेरोसोफेरिक ऑक्साइड, Fe_3O_4 —यदि लोहे को ऑक्सीजन में जलावें अथवा यदि लोहे को पानी की भाप के प्रवाह में तपावें, तो यह बनता है—



इसे लोहे का चुम्बकीय ऑक्साइड, भी कहते हैं। प्रकृति में यह मेगनेटाइट के रूप में मिलता है, अर्थात् जिन प्राकृतिक पत्थरों में चुम्बकीय गुण होते हैं, वह फेरोस फेरिक ऑक्साइड हैं। ये पत्थर लोहे के चूरे को अपनी ओर खींच सकते हैं, और इनके लम्बे टुकड़े लटकाने पर उत्तर दक्षिण दिशा में ठहरते हैं।

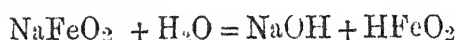
प्रयोगशाला में जितना ऊँचा तापक्रम संभव है, उतने तक हवा में गरम करने पर इस ऑक्साइड में कोई परिवर्तन नहीं होता। 1300° के ऊपर यह फेरिक ऑक्साइड में परिणत हो जाता है।

हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से फेरोसो-फेरिक ऑक्साइड फेरस क्लोराइड और फेरिक क्लोराइड देता है—

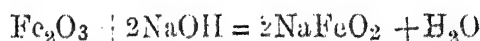


नाइट्रिक एसिड की इसके साथ प्रतिक्रिया नहीं होती।

फेरस ऐसिड, HFeO_2 या $\text{FeO}(\text{OH})$ —यह सोडियम फेराइट और पानी के योग से बनता है।



फेरिक ऑक्साइड और कार्बिक सोडा के मिश्रण से सोडियम फेराइट, NaFeO_2 , बनता है—

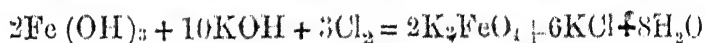


फेरेट (Ferrate) और फेरिक ऐसिड (Ferric acid), H_2FeO_4 —यदि १ भाग लोहे का चूरा और २ भाग शोरा मिला कर गलाया जाय, और फिर गले पदार्थ को ठंडा करके पानी में घोलें तो बैजनी रंग का विलयन मिलता है। (स्टाल, Stahl १७०२)। सन् १८४१ में फ्रेमी (Fremy) ने यह दिखाया कि यह विलयन फेरिक ऐसिड का पोटैसियम लवण है।

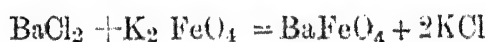
यदि कार्बिक पोटाश के विद्युत् विच्छेदन से ढलवाँ लोहे का ऐनोड (धनद्वार) लिया जाय, तो भी ऐसा ही बैजनी विलयन मिलता है।



कार्बिक पोटाश के विलयन में फेरिक हाइड्रॉक्साइड आस्रित किया जाय और फिर क्लोरिन गैस प्रवाहित करें, तो भी पोटैसियम फेरेट बनेगा—



पोटैसियम फेरेट के लाल विलयन में बेरियम क्लोराइड छोड़ने पर बेरियम फेरेट, $\text{BaFeO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, का लाल अवक्षेप आता है, जो काफी स्थायी है—



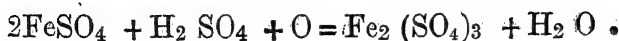
फेरस लवण

[Ferrous Salts]

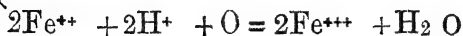
फेरस ऑक्साइड अभ्रों के योग से फेरस लवण देता है। यह लवण निर्जल अवस्था में सफेद और सजल होने पर हलके हरे होते हैं। इनमें एक विचित्र कषाय स्वाद होता है। यह थोड़ी सी मात्रा में विपैले नहीं है। सभी फेरस लवण अच्छे अपचायक होते हैं।



अभ्र विलयनों में इनका उपचयन निम्न प्रकार होता है —

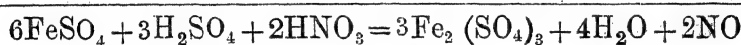
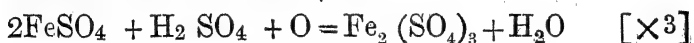
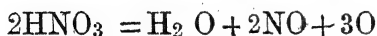


अर्थात्

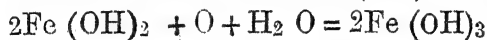
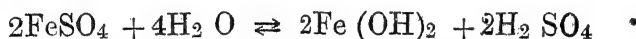


यदि अम्ल न विद्यमान हो, तो भार्स्म लवण बनते हैं।

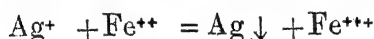
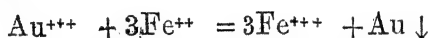
फेरस लवणों का उपचयन वायु के ऑक्सीजन, नाइट्रिक एसिड, हाइड्रोजन परॉक्साइड, हैलोजन, परमैंगनेट, द्विक्रोमेट आदि के साथ होता है—



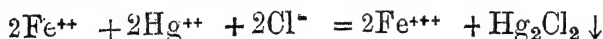
फेरस लवणों का पानी में विलयन धीरे धीरे उद्विग्न होकर पड़ले तो फेरस हाइड्रॉक्साइड का अवक्षेप देता है, जो शीघ्र ही उपचित होकर भूरा पड़ जाता है। यदि विलयन में हलका सल्फ्यूरिक एसिड छोड़ दिया जाय तो यह स्थायी रहेगा—



फेरस लवण स्वर्ण लवणों और रजत लवणों को अपचित करके सोना और चांदी देते हैं—



मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन फेरस विलयन की उपस्थिति में प्रकाश की विद्यमानता में मरक्यूरस क्लोराइड हो जाता है—



फेरस लवण नाइट्रिक ऑक्साइड के साथ काले या भूरे रंग के यौगिक (जैसे $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$, $\text{FeCl}_2 \cdot \text{NO}$ आदि) बनाते हैं। यह भूरा रंग संभवतः $[\text{Fe} \cdot \text{NO}]^{++}$ आयन के कारण होता है।

फेरस लवण हाइड्रोजन सल्फाइड के साथ फेरस सल्फाइड का काला अवक्षेप देते हैं —



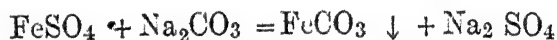
पर, यह अवक्षेप हलके अम्लों में भी विलेय है। यह अवक्षेपण क्षारीय.

विलयनों में ही पूर्णतः होता है। फेरस सल्फाइड की विलेयता 4.6×10^{-4} ग्राम प्रति लीटर (१७° पर) है।

फेरस लवण पोटैशियम फेरिसायनाइड के साथ टर्नबुल-नील (Turnbull's blue) रंग देते हैं—

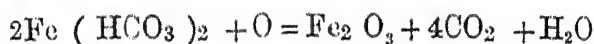


फेरस कार्बोनेट, FeCO_3 —प्रकृति में यह मैथिक लोह अयस्क के रूप में पाया जाता है। यदि वायु से रहित फेरस सल्फेट विलयन में वायु से रहित सोडियम कार्बोनेट का विलयन मिलाया जाय तो यह श्वेत अवक्षेप के रूप में आता है—



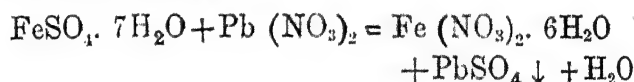
हवा के प्रवाह से यह अवक्षेप धीरे धीरे हरा और अन्त में भूरा पड़ जाता है।

कार्बन डाइऑक्साइड के प्रवाह में यह अवक्षेप घुल कर विलेय अस्थायी फेरस बाइकार्बोनेट, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, देता है। यह भी हवा में उपचित होकर लाल अवक्षेप फेरिक हाइड्रॉक्साइड का देता है—



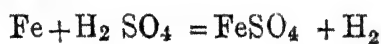
घनस्पतियों का लोहा अधिकतर विलेय बाइकार्बोनेट के रूप में ही प्राप्त होता है।

फेरस नाइट्रेट, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —फेरस सल्फेट और लेड नाइट्रेट की मुख्य मात्राओं को हलके एलकोहल की उपस्थिति में साथ साथ पीसने पर फेरस नाइट्रेट बनता है—

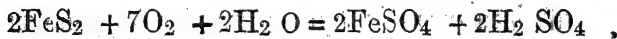


प्रतिक्रिया में बना लेड सल्फेट पानी में अविलेय है, इसे छान कर अलग किया जा सकता है। फेरस नाइट्रेट के विलयन को नीचे तापक्रम पर उड़ाने पर इसके दूरे मणिम प्राप्त होते हैं। ये पानी में बहुत विलेय हैं। ये अस्थायी भी हैं और शीघ्र विभक्त होकर भास्मिक फेरिक नाइट्रेट देते हैं।

फेरस सल्फेट (Green vitriol), $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —यह सब से प्रसिद्ध फेरस लवण है। लोहे को हलके सल्फ्यूरिक एसिड में घोलने पर यह बनता है—

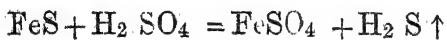


अकृति में लोहमाक्षिक, FeS_2 , के पानी और हवा की उपस्थिति में उपचयन से मेलैटराइट (melanterite) या “कौपरस” (copperas) बनता है।



व्यापारिक मात्रा में भी लोह माक्षिक के ढेर को तर रख कर हवा में खुला रख छोड़ते हैं। इस प्रकार फेरस सल्फेट के साथ साथ सल्फ्यूरिक एसिड भी बनता है। इसमें लोहे का छीजन डालते हैं जिससे एसिड फेरस सल्फेट में परिणत हो जाता है। जो गाढ़ा विलयन मिलता है, उसे उबाल कर छान लेते हैं, और इसका मणिभीकरण किया जाता है।

हाइड्रोजन सल्फाइड बनाने के क्रिप-उपकरण में भी फेरस सल्फेट बनता है—



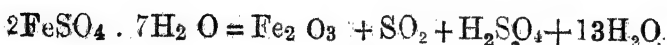
यदि शुद्ध फेरस सल्फेट बनाना हो शुद्ध लोहे को हलके सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करना चाहिए। जितना घुल सके उतना लोहा एसिड में घोलना चाहिये। फिर विलयन को उबाल, और छान कर मणिभ बनने के लिये रख छोड़ना चाहिए। जो मणिभ बनें उन्हें छाना कागज के बीच में दबा कर सुखाना चाहिए। सुखाने का तापक्रम 30° से ऊँचा न हो।

यदि फेरस सल्फेट के संतृप्त विलयन को एलकोहल से अवक्षिप्त करें, तो फेरिक सल्फेट से मुक्त शुद्ध फेरस सल्फेट मिलेगा।

शुद्ध निर्जल फेरस सल्फेट सफेद होता है, पर इसके साधारण मणिभ जिनमें मणिभीकरण के पानी के ७ अणु होते हैं, हरे रंग के होते हैं। ये मणिभ गरम किये जाने पर पहले तो पानी निकालते हैं, और फिर फेरिक सल्फेट बनता है, और अन्त में फेरिक ऑक्साइड रह जाता है।



यह गन्धक त्रिऑक्साइड मणिभों के पानी के साथ मिल कर सल्फ्यूरिक एसिड देता है। पहले सल्फ्यूरिक एसिड इसी विधि से तैयार किया जाता था, और इसी लिए इसे “कसीस का तेल” (ऑयल ऑव् विट्रियल) कहते थे—



फेरस सल्फेट, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ के मणिभ एकानतात्वा जाति के हैं; ये मैगनीशियम सल्फेट, (एप्सम लवण) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$,

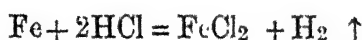
और सफेद कसीस, (यशद सल्फेट) $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ के समान्ति हैं ।

यदि फेरस सल्फेट के संतृप्त विलयन में सफेद कसीस का एक मणिभ छोड़ दिया जाय, तो सप्त हाइड्रेट, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, के मणिभ मिलेंगे । पर इसी संतृप्त विलयन में तृतिया, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, का मणिभ छोड़ा जाय, तो त्रयानतात् (triclinic) जाति के मणिभ पंचहाइड्रेट, $\text{FeSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, प्राप्त होंगे । फेरस सल्फेट के विलयन में एलकोहल छोड़ने पर एक-हाइड्रेट मणिभ, $\text{FeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, मिलते हैं । इनके अतिरिक्त ६, ३, २ जलाणु वाले मणिभ भी मिलते हैं ।

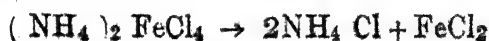
फेरस सल्फेट चार तत्वों के सल्फेटों के साथ, और अमोनियम सल्फेट के साथ $\text{R}_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ रूप के द्विगुण लवण (double salt) देता है । इनमें से फेरस अमोनियम सल्फेट, $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, जिसे मोर लवण (Mohr's salt) भी कहते हैं बहुत प्रसिद्ध है । यह फेरस सल्फेट की अपेक्षा अधिक निश्चित संगठन का होता है, और हवा में स्थायी भी है । फेरस सल्फेट और अमोनियम सल्फेट की तुल्य मात्राएँ अलग अलग गरम पानी में घोलते हैं । इन्हें छान कर परस्पर मिला देते हैं । अब विलयन के ठंडे होने पर दोनों के संयुक्त मणिभ पृथक् होते हैं । ये एकानतात् (monoclinic) मणिभ नील-हरे रंग के होते हैं । विलयन को यदि एलकोहल से अवक्षिप्त किया जाय तो लगभग श्वेत रंग के चूर्ण रूप में यह द्विगुण लवण प्राप्त होता है ।

फेरस अमोनियम सल्फेट 150° पर १०० ग्राम पानी में २० ग्राम विलेय है । परमैंगनेट या दिक्रोमेट विलयनों के अनुमापन में इसके विलयन का उपयोग किया जाता है ।

फेरस क्लोराइड, FeCl_2 — यदि लोहे को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोला जाय, और विलयन का मणिभीकरण करें तो नील-हरित रंग के फेरस क्लोराइड के मणिभ, $\text{FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, प्राप्त होते हैं—

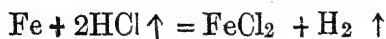


अमोनियम चतुः क्लोरोफेराइट को हवा के अभाव में तपाने पर भी यह बनता है—

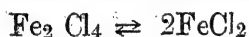


[यह चतुः क्लोरोफेराइट अमोनियम क्लोराइड और फेरस क्लोराइड के मिश्रण के मणिभीकरण से (हवा के अभाव में) मिलता है ।]

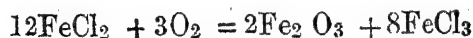
लोहे को हाइड्रोजन क्लोराइड के प्रवाह में तपाने पर भी फेरस क्लोराइड सफेद रंग का बनता है—



यह निर्जल क्लोराइड रक्त-ताप पर वाष्पशील है। वाष्प घनत्व के आधार पर इस के भीतर निम्न साम्य का अनुमान होता है—



फेरस क्लोराइड को हवा में तपाया जाय, तो इसका कुछ अंश फेरिक क्लोराइड बन कर उड़ जाता है, और कुछ फेरिक ऑक्साइड के रूप में बच रहता है—



पानी की भाप के प्रवाह में गरम करने पर हाइड्रोजन और हाइड्रोक्लोरिक एसिड बनते हैं—



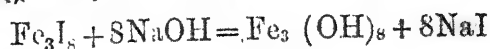
फेरस क्लोराइड १५° पर १०० ग्राम निर्जल पानी में ६७ ग्राम विलेय है। यह अनेक संकीर्ण यौगिक भी बनाता है, जैसे अमोनिया के साथ $\text{FeCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, और $\text{FeCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$, और नाइट्रिक ऑक्साइड के साथ $\text{FeCl}_2 \cdot \text{NO}$ (अस्थायी है)। नाइट्रोजन परोक्साइड के साथ $4\text{FeCl}_2 \cdot \text{NO}_2$ देता है जो स्थायी है। इसके द्विगुण लवण, फेरस अमोनियम क्लोराइड, $\text{FeCl}_2 \cdot 2\text{NH}_4 \text{Cl}$, का जिसे अमोनियम चतुः क्लोरोफेराइट $(\text{NH}_4)_2 \text{FeCl}_4$, भी कहते हैं, पीछे उल्लेख किया जा चुका है।

लोहे के चुम्बकीय ऑक्साइड, $\text{Fe}_3 \text{O}_4$, को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोल कर विलयन को सल्फ्यूरिक एसिड पर सुखाने पर पीले जल-ग्राही मणिम फेरोसो फेरिक क्लोराइड, $\text{Fe}_3 \text{Cl}_8$, के मिलते हैं।

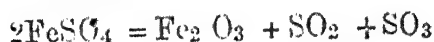
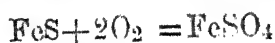
फेरस ब्रोमाइड, FeBr_2 —यह लोहे और ब्रोमीन के योग से बनता है। इसका हाइड्रेट, $\text{FeBr}_2 \cdot 6\text{H}_2 \text{O}$, भी बनता है।

फेरस आयोडाइड, FeI_2 —यह भी लोहे और आयोडीन के योग से बनता है। लोहे के चूरे में पानी की उपस्थिति में आयोडीन मिलाने पर इसका हाइड्रेट, $\text{FeI}_2 \cdot 6\text{H}_2 \text{O}$, भी बनता है।

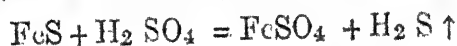
यदि आयोडीन आधिक्य में हो तो फेर्रोसो फेरिक आयोडाइड, $\text{FeI}_2 \cdot 2\text{FeI}_3$ या Fe_3I_8 , भी बनता है, जो कास्टिक सोडा के योग से फेर्रोसो-फेरिक हाइड्रोजेनसाइड का काला अवक्षेप देता है—



फेरस सल्फाइड, FeS —लोहे को गन्धक के साथ गरम करके, अथवा फेरस लवण के अमोनियम विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर यह बनता है। यह काला लवण अविलेय पदार्थ है। हवा में गरम करने पर यह पहले फेरस सल्फेट और अन्त में फेरिक ऑक्साइड देता है—

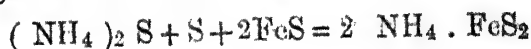


यह ऐसिडों के योग से हाइड्रोजन सल्फाइड गैस देता है—



शुद्धावस्था में फेरस सल्फाइड पीला, मणिभीय, धातु की सी आभा वाला पदार्थ है जो 1170° पर पिघलता है।

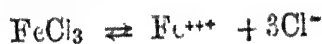
पीले अमोनियम सल्फाइड के आधिक्य में फेरस सल्फाइड का अवक्षेप थोड़ा सा घुल जाता है। प्रतिक्रिया में अमोनियम फेरिसल्फाइड बनता है—



फेरिक लवण

[Ferric Salts]

फेरिक लवणों में लोहे की संयोज्यता ३ है। ये लवण पानी में घुल कर निम्न प्रकार आयनित होते हैं—



ये फेरिक लवण अधिकतर पीले, और कभी कभी नारंग या सफेद भी होते हैं। विलयन में ये पीले रंग के होते हैं। ये लवण फेरस लवणों की अपेक्षा और सरलता से उदविच्छेदित हो जाते हैं। इसका कारण यह है कि फेरस हाइड्रोजेनसाइड की अपेक्षा फेरिक हाइड्रोजेनसाइड अधिक निर्बल भस्म है।

फेरिक लवण अच्छे उपचायक हैं। ये नवजात हाइड्रोजन, गन्धक, हाइड्रोजेनसाइड, जस्ता और अन्य विद्युत् धनात्मक धातुओं द्वारा एवं थो-

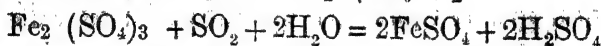
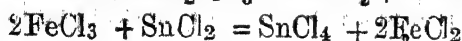
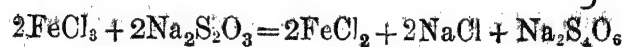
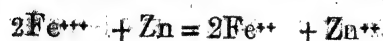
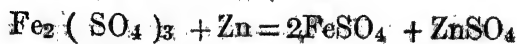
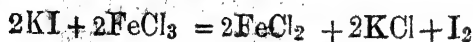
अष्टम समूह के तत्त्व—(१) लोहा

१०५३

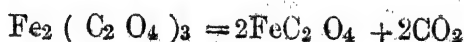
सल्फेट, स्टेनस क्लोराइड, आयोडाइड आदि के साथ शीघ्र अपचित हो जाते हैं—



कुछ प्रतिक्रियायें नीचे दी जाती हैं—

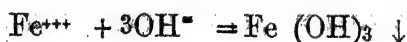


कार्बनिक अम्लों के फेरिक लवण प्रकाश की विद्यमानता में अपचित हो जाते हैं, जैसे फेरिक ऑक्जलेट—

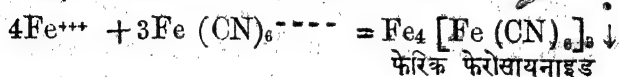


नीली छपाई में यह प्रतिक्रिया काम आती है। कागज के ऊपर पहले फेरिक ऑक्जलेट लगाते हैं। इसे नेगेटिव के नीचे धूप दिखाते हैं। जहाँ जहाँ रोशनी पड़ती है वहाँ वहाँ ऑक्जलेट बन जाता है। अब यदि कामुज को पोटैसियम फेरिसाइननाइड के विलयन से भिगोया जाय, तो जहाँ जहाँ फेरस लवण बन गया है, वहीं नीला टर्नबुल नील (Turnbull's blue) अवक्षिप्त हो जाता है। शेष स्थल सफेद बना रहता है।

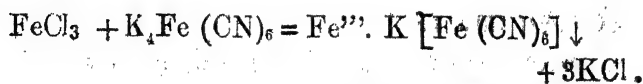
फेरिक लवण अमोनिया के योग से फेरिक हाइड्रॉक्साइड का भूरा अवक्षेप देते हैं—



सभी फेरिक लवण पोटैसियम फेरोसायनाइड के विलयन के योग से नीला प्रशन्न ब्ल्यू (Prussian Blue) का रंग देते हैं—

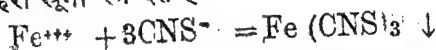


अथवा

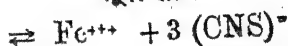


फेरिक पोटैसियम फेरोसायनाइड

सभी फेरिक लवणों के विलयन पोटैसियम थायोसायनेट, KCNS , के साथ गहरा खूनी रंग देते हैं—



खूनी लाल



पीला

नीरंग

फेरिक क्लोराइड, FeCl_3 —फेरिक लवणों में यह सबसे अधिक प्रसिद्ध है। तप्त लोहे पर क्लोरीन गैस प्रवाहित करके निर्जल फेरिक क्लोराइड बनता है। लोहे के तारों का एक बंडल चौड़ी नली में रख कर गरम करो और एक सिरे से निर्जल क्लोरीन गैस (जो सलफ्यूरिक एसिड की सहायता से शुष्क कर ली गयी हो) धीरे धीरे प्रवाहित करो। लोहे के तप्त तार इस गैस में जलेंगे। वाष्पशील फेरिक क्लोराइड की वाष्पें नली के दूसरे सिरे से निकलेंगी जिन्हें ढंढा करके संग्रहित किया जा सकता है। इस फेरिक क्लोराइड की पपड़ियों का रंग लाल-भूरा होता है।

फेरिक क्लोराइड की वाष्पों का 844° पर घनत्व Fe_2Cl_6 सूत्र की पुष्टि करता है। और ऊँचे तापक्रमों पर घनत्व कम हो जाता है। 350° पर यह घनत्व FeCl_3 अणु की पुष्टि करता है। अतः इसके सूत्र में निम्न साम्य है—

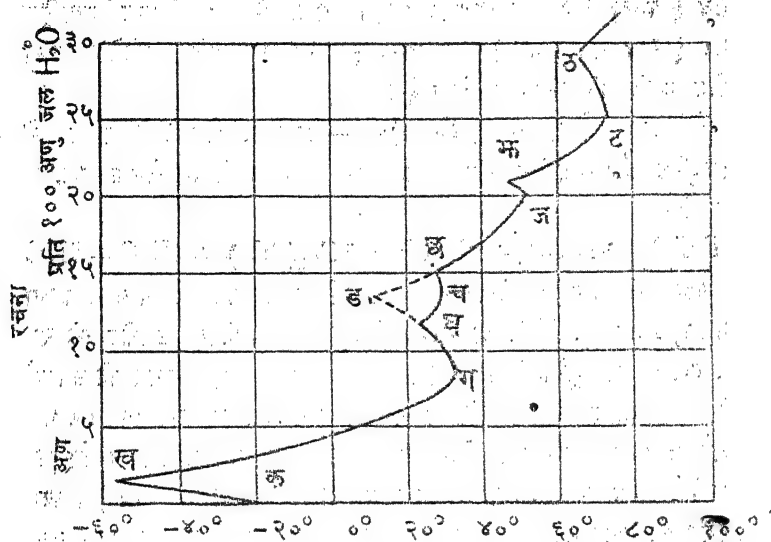


और अधिक गरम करने पर यह फेरस क्लोराइड और क्लोरीन में विभाजित हो जाता है।

फेरिक क्लोराइड पानी में बहुत घुलता है—१०० ग्राम पानी में 20° पर ६२ ग्राम और 100° पर ५३६ से अधिक ही। भिन्न भिन्न तापक्रमों पर इसकी विलेयता का वक्र खींचा जाय, तो यह कई हाइड्रेटों को सूचित करता है जैसे 36° पर $\text{Fe}_2\text{Cl}_6 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; 32.5° पर $\text{Fe}_2\text{Cl}_6 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; 46° पर $\text{Fe}_2\text{Cl}_6 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ और 63.5° पर $\text{Fe}_2\text{Cl}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ।

फेरिक क्लोराइड ईथर और एलकोहल में भी विलेय है। इन विलयनों में इसका सूत्र Fe_2Cl_6 का समर्थन करता है। यदि इसके एलकोहलीय विलयन को धूप में रखा जाय तो फेरस क्लोराइड FeCl_2 , $2\text{H}_2\text{O}$, के हरे मणिम प्राप्त होंगे।

फेरिक क्लोराइड का विलयन बहते हुए खून को रोक देता है। यह खून का स्कंधन (coagulation) कर देता है।



चित्र—१३५ फेरिक क्लोराइड और पानी का साम्य (विभिन्न हाइड्रेट)
 फेरिक क्लोराइड दूसरे क्लोराइडों के साथ द्विगुण लवण भी देता है
 जैसे $\text{FeCl}_3 \cdot 2\text{KCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{FeCl}_3 \cdot 2\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{FeCl}_3 \cdot$
 $\text{MgCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

अमोनियम क्लोराइड को निर्जल फेरिक क्लोराइड के साथ तपाने पर
 अमोनियम चतुःक्लोरोफेरट, NH_4FeCl_4 , बनता है। इसका कथनांक
 • निश्चित रूप से 326° है।

फेरिक फ्लोराइड, FeF_3 —यह श्वेत अविलेय पदार्थ है। यह द्विगुण
 लवण जैसे Na_3FeF_6 भी देता है। यह लोहे को फ्लोरीन गैस में तपाने
 पर बनता है।

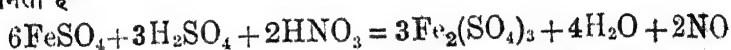
फेरिक ब्रोमाइड, FeBr_3 —यह लोहे को ब्रोमीन गैस में तपाने पर
 बनता है।

फेरिक आयोडाइड ज्ञात नहीं है।

फेरिक नाइट्रेट, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ —लोहे को साधारणतः सान्द्र नाइट्रिक
 एसिड के साथ प्रतिकृत करने पर बनता है। प्रतिक्रिया में विलयन का रंग लो
 गहरा भूरा होता है। परन्तु इससे नीरंग मणिम $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 (अथवा $6\text{H}_2\text{O}$) पृथक् होते हैं। १० ग्राम लोहे को १०० ग्राम नाइट्रिक

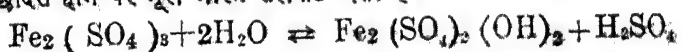
ऐसिड (घनत्व १.३) में धोलना चाहिये और फिर १०० ग्राम नाइट्रिक ऐसिड (१.४ घनत्व का) और डाल कर मशिम जमाने चाहिये। इसका उपयोग कपड़े की रंगाई में होता है।

फेरिक सलफेट, $Fe_2(SO_4)_3$ — फेरस सलफेट के विलयन को सलपयूरिक और नाइट्रिक ऐसिडों के साथ गरम करने पर फेरिक सलफेट बनता है—

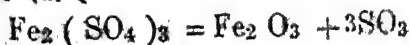


पहले तो नाइट्रिक ऑक्साइड और फेरस सलफेट के योग से काला विलयन, $FeSO_4 \cdot NO$, का मिलता है। २५ ग्राम फेरस सलफेट को २५ c.c. हल्के सलपयूरिक ऐसिड (१५ प्रतिशत) में धोलो, विलयन को उबालो और फिर सान्द्र नाइट्रिक ऐसिड एक एक c.c. करके तब तक धीरे धीरे डालते जाओ जब तक सब फेरस लवण फेरिक न बन जाय (अर्थात् जब तक पोटैसियम फेरिसायनाइड के साथ नीला रंग आता जाय)। अब विलयन को सुखा कर आधा कर लो। इस अवस्था में यह विलयन ठंढा होने पर सफेद ठोस पदार्थ के रूप में जम जायगा।

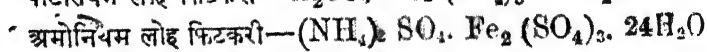
निर्जल फेरिक सलफेट और इसके हाइड्रेट, $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$, दोनों ही सफेद पदार्थ हैं। कुछ कुछ पीलापन भी इनमें रहता है। ये पानी में धीरे धीरे करके घुलते हैं, पर घुल बहुत जाते हैं। इसका विलयन उद-विच्छेदित होने पर भूरा भास्म सलफेट देता है।



फेरिक सलफेट गरम किये जाने पर फेरिक ऑक्साइड और गन्धक-त्रिऑक्साइड देता है—



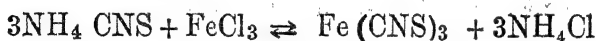
पोटैसियम सलफेट और अमोनियम सलफेट के साथ फेरिक सलफेट लोह फिटकरियाँ बनाता है।



अमोनियम लोह फिटकरी जिसे फेरिक-फिटकरी भी कहते हैं शुद्ध अवस्था में कुछ बैजनी रंग की होती है पर साधारणतः फेरिक ऑक्साइड के कारण कुछ पीली भी दिखायी देती है। यह पानी में अच्छी तरह विलेय है और शीघ्र उदविच्छेदित नहीं होती।

पोटैसियम फेरिक फिटकरी भी हल्के बैजनी रंग की होती है। यह इतना शीघ्र मणिभ नहीं देती जितना कि अमोनियम फिटकरी। इसके मणिभ अष्ट-फलकीय होते हैं। क्योंकि ये मणिभ शुद्धावस्था में प्राप्त हो सकते हैं, पोटैसियम फिटकरी का उपयोग चाँदी के लवणों के अनुमापन में सूचक के रूप में किया जाता है।

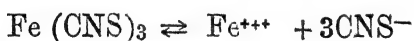
फेरिक थायोसायनेट, $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ —किसी भी फेरिक लवण के विलयन में पोटैसियम या अमोनियम थायोसायनेट का विलयन डालने पर फेरिक थायोसायनेट बनता है—



यह प्रतिक्रिया उत्क्रमणीय है, अर्थात् यदि लाल विलयन में अमोनियम क्लोराइड का चूर्ण बहुत सा डाल दिया जाय, तो विलयन का लाल रंग फिर फेरिक क्लोराइड बनने के कारण पीला पड़ जायगा।

फेरिक थायोसायनेट के खूनी लाल विलयन में यदि ईथर डाला जाय तो लाल रंग ईथर में घुल जायगा, और पानी का रंग-नीरंग पड़ जायगा। फेरिक थायोसायनेट के लाल मणिभ वनाकृति के होते हैं।

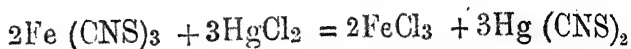
फेरिक आयन (Fe^{+++}) का रंग तो पीला है, और थायोसायनेट आयन (CNS^-) नीरंग है, अतः फेरिक थायोसायनेट का लाल रंग अनायनित फेरिक थायोसायनेट अणु के कारण ही होगा—



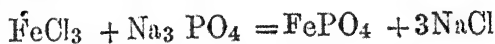
लाल पीला नीरंग

फेरिक थायोसायनेट के विलयन को पानी डाल कर हलका किया जाय तो लाल रंग लुप्त होने लगता है, निर्बल कार्बनिक एसिडों के योग से भी रंग लुप्त हो जाता है। यह सब इसीलिये है कि पानी के योग से हलका करने पर आयनीकरण बढ़ जाता है। अनायनित लाल फेरिक थायोसायनेट कम रह जाता है। एसिड की हाइड्रोजन आयन थायोसायनेट आयन से संयुक्त होकर अनायनित थायोसायनिक एसिड, HCNS , देता है, जिससे फेरिक थायोसायनेट का फिर आयनीकरण साम्य स्थापित रखने के लिये होना पड़ता है।

फेरिक थायोसायनेट के विलयन में मरक्यूरिक क्लोराइड का विलयन छोड़े तो भी लाल रंग उड़ जाता है, क्योंकि प्रतिक्रिया में मरक्यूरिक थायोसायनेट बनता है जो बहुत ही कम आयनीकृत होता है—



फेरिक फॉस्फेट, $\text{FePO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —फेरिक लवण में सोडियम फॉस्फेट का विलयन छोड़ने पर फेरिक फॉस्फेट का श्वेत अवक्षेप आता है जो ऐसीटिक एसिड में विलेय नहीं है—



गुणात्मक विश्लेषण में फॉस्फेट अलग करने में इस प्रतिक्रिया का उपयोग होता है।

फेरिक फॉस्फेट और भी कई रूप के होते हैं।

फेरिक सलफाइड, Fe_2S_3 —लोहे को गन्धक के साथ धीरे-धीरे गरम करने पर या फेरिक थ्रॉम्साइट को हाइड्रोजन सलफाइड के प्रवाह में 100° पर गरम करने पर यह बनता है। यह पीला पदार्थ है जिसमें धातु की सी आभा होती है।

फेरिक लवणों के विलयन में अमोनिया का आधिक्य मिलाने और अमोनियम सलफाइड डालने पर फेरिक सलफाइड का काला अवक्षेप आता है। यदि फेरिक लवण आधिक्य में हो, तो फेरस सलफाइड और गन्धक का मिश्रण ($2\text{FeS} + \text{S}$) प्राप्त होता है।

लोहे को कार्बन ट्रिसलफाइड की वाष्पों में गरम करने पर संभवतः चतुः फेरिक त्रिसलफाइड, Fe_4S_3 , बनता है।

लोह ट्रिसलफाइड, FeS_2 —यह प्रकृति में लोहमाक्षिक (iron-pyrites) और मेरकेसाइट (marcasite) के रूप में पाया जाता है। लोह माक्षिक (घनत्व 5.019) हवा में स्थायी है, पर मेरकेसाइट (घनत्व $4.965-4.975$) नम हवा में उपचित होकर फेरस सलफेट देता है। माक्षिक के ६६ विभिन्न रूप प्रकृति में पाये जाते हैं। मेरकेसाइट के रॉम्बिक मण्डित होते हैं। माक्षिक हलके अम्लों में अविलेय है पर सान्द्र नाइट्रिक एसिड या अम्लराज में घुल कर गन्धक देता है।

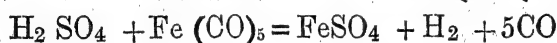
लोह कार्बोनिल (iron carbonyl)—लोहे के कार्बन एक्वासाइट के साथ कई उल्लेखनीय यौगिक बनते हैं जिन्हें कार्बोनिल कहते हैं—

लोह पंच कार्बोनिल	..	$\text{Fe}(\text{CO})_5$
दिलोह नव कार्बोनिल	...	$\text{Fe}_2(\text{CO})_9$
त्रिलोह द्वादश कार्बोनिल	...	$\text{Fe}_3(\text{CO})_{12}$

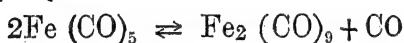
० यदि फेरस ऑक्जेट को नाइट्रोजन में गरम करके लोहे का महीन चूर्ण तैयार किया जाय और फिर इसे 120° तक कार्बन एक्साइड के प्रवाह में गरम करें, तो लोह पंच-कार्बोनिल, $\text{Fe}(\text{CO})_5$, प्राप्त होता है। यह हलके पीले रंग का गाढ़ा द्रव है जिसका क्वथनांक 102.4° और द्रवणांक— 20° है।

यदि पंच-कार्बोनिल की वाष्पों को 120° तक एक नली में गरम किया जाय, तो नली की दीवारों पर लोह धातु का दर्पण बन जायगा। पंच कार्बोनिल बैक्जोन में विलेय है। इस द्रव में इसके विलयन का द्रवणांक निकालने पर पंच-कार्बोनिल का सूत्र $\text{Fe}(\text{CO})_5$ स्थिर होता है।

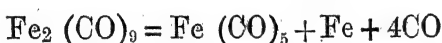
ऐसिडों के योग से पंच कार्बोनिल में निम्न प्रतिक्रिया होती है—



पंच कार्बोनिल प्रकाश में रखे जाने पर द्विलोह नव-कार्बोनिल $\text{Fe}_2(\text{CO})_9$, देता है—



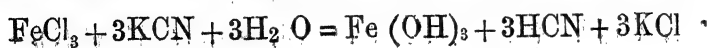
यह प्रतिक्रिया अंधेरे में फिर उलट जाती है, और पंच कार्बोनिल फिर बन जाता है। यह द्विलोह नव-कार्बोनिल नारंगी रंग के मणिम देता है। गरम करने पर यह विभक्त हो जाता है—



द्विलोह नव-कार्बोनिल टोल्वीन में विलेय है। यदि इस विलयन को 150° तक गरम किया जाय, तो रंग चटक हरा हो जाता है। जिसमें से हरे रंग के मणिम प्राप्त होते हैं। ये मणिम लोह चतुः-कार्बोनिल, $\text{Fe}(\text{CO})_4$, के गुणित अणु हैं, अर्थात् $[\text{Fe}(\text{CO})_4]_4$ । बहुधा ये $[\text{Fe}(\text{CO})_4]_3$ अथवा $\text{Fe}_3(\text{CO})_{12}$ होते हैं अर्थात् त्रिलोह द्वादश-कार्बोनिल।

लोहे के संकीर्ण यौगिक

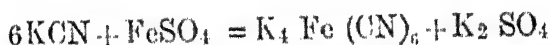
पोटैसियम फेरोसायनाइड, $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ —लोहे के साधारण सायनाइड नहीं पाये जाते। यदि फेरिक क्लोराइड के विलयन में पोटैसियम सायनाइड का विलयन डाला जाय, तो हाइड्रोसायनिक ऐसिड निकलता है, और फेरिक हाइड्रोक्साइड का अवक्षेप आता है—



पर लोहे के संकीर्ण सायनाइड ज्ञात हैं।

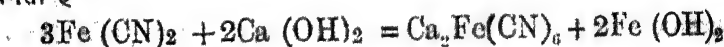
(१) यदि नाइट्रोजन युक्त कार्बनिक पदार्थ, जैसे सीप या चमड़े की कतरन, पोटैसियम कार्बोनेट और लोहे के चूरे के साथ गलाये जाय और गले हुए द्रव्य को पानी में घोला जाय, तो पीला विलयन मिलता है। छान कर यदि इसका मणिभीकरण करें, तो सुन्दर पीले मणिभ मिलेंगे जो पोटैसियम फेरोसायनाइड या पोटैश के पीले प्रशेट (yellow prussiate of potash) के हैं। बर्जीलियस के मतानुसार ये मणिभ $4\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$ के हैं, पर अब यह स्पष्ट हो गया है कि ये मणिभ एक संकीर्ण ऐसिड, फेरोसायनिक ऐसिड, के पोटैसियम लवण, $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, हैं।

(२) यदि पोटैसियम सायनाइड के विलयन में फेरस सलफेट का विलयन इतना छोड़ा जाय, कि थोड़ा सा स्थायी अवक्षेप बचा रहे और विलयन को फिर छान कर सुखावें, तो पोटैसियम फेरोसायनाइड प्राप्ति होगा—

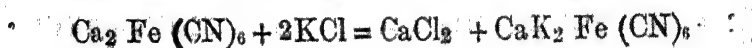


(३) कोल गैस में हाइड्रोसायनिक ऐसिड होता है, और हाइड्रोजन सलफाइड भी। इसे शुद्ध करने के लिये हाइड्रेंट फेरिक ऑक्साइड के ऊपर प्रवाहित करते हैं। दोनों गैसों इसमें शोषित होकर लोह-सलफाइड, FeS और FeS_2 , और प्राशन नील (अथवा फेरोसायनाइड) बनाती हैं। लोहे का यह पदार्थ जो सलफाइड और सायनाइड का मिश्रण होता है, स्पेंटोक्साइड (spentoxide) या “मुक्तौक्साइड” कहलाता है (अर्थात् वह लोह ऑक्साइड जो कोल गैस के शोधन करने में खर्च या भुक्त हो चुका)।

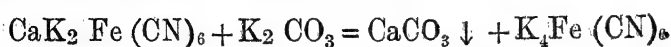
इस “मुक्तौक्साइड” से व्यापारिक मात्रा में पोटैसियम फेरोसायनाइड बनाते हैं। इसमें लोह सायनाइड तो होता ही है। इसे चूने के गरम विलयन से प्रतिकृत करते हैं। ऐसा करने पर कैल्सियम फेरोसायनाइड बनता है—



पोटैसियम क्लोराइड छोड़ने पर कैल्सियम फेरोसायनाइड अविलेय पोटैसियम कैल्सियम फेरोसायनाइड में परिणत हो जाता है—



अब इसे छान कर पोटैसियम कार्बोनेट के साथ प्रतिकृत करते हैं। ऐसा करने पर विलेय पोटैसियम फेरोसायनाइड बन जाता है—

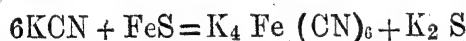


छान कर विलयन में से इसका मणिभीकरण कर लेते हैं।

(४) यदि हवा के अभाव में पोटैसियम थायोसायनेट को शुष्क लोहे के साथ तपाया जाय, तो फेरस सल्फाइड और पोटैसियम सायनाइड का मिश्रण बनेगा—

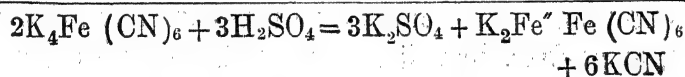
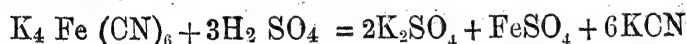


अब यदि मिश्रण को पानी के साथ उबालें, तो पोटैसियम फेरोसायनाइड बनेगा—

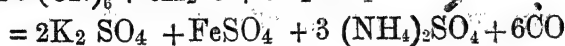
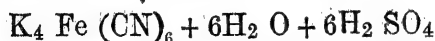


इस प्रतिक्रिया का भी व्यापार में उपयोग होता है क्योंकि कैल् गैस के शोधन में थायोसायनेट भी बनते हैं।

पोटैसियम फेरोसायनाइड के मणिम पीले चतुष्कोणीय होते हैं। गरम किये जाने पर ये सफेद निर्जल लवण देते हैं। पोटैसियम फेरोसायनाइड विषैला नहीं है। पर यदि इसका विलयन हल्के सल्फ्यूरिक एसिड के साथ उबालें, तो हाइड्रोसायनिक एसिड देगा—



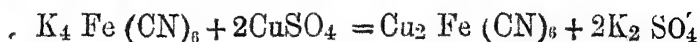
सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर पोटैसियम फेरोसायनाइड के मणिम कार्बन एकौक्साइड देते हैं—



मणिमों का पानी इस प्रतिक्रिया में योग देता है।

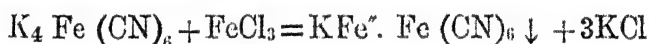
अन्य फेरोसायनाइड—पोटैसियम फेरोसायनाइड और कैल्सियम फेरोसायनाइड का उल्लेख तो ऊपर किया जा चुका है। प्रशान-नोल को चूने के दूध के साथ उबालने पर कैल्सियम फेरोसायनाइड बनता है।

* पोटैसियम फेरोसायनाइड ताम्र सलफेट के विलयन के साथ लाल-भूरे रंग का ताम्र फेरोसायनाइड, $\text{Cu}_2 \text{Fe} (\text{CN})_6$, देता है—



इसी प्रकार रजत नाइट्रेट के साथ रजत फेरो सायनाइड, $\text{Ag}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, का सफेद अवक्षेप आता है। इसी प्रकार के लवण बेरियम, यशद, मेगनीशियम आदि के साथ बनते हैं।

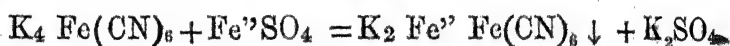
प्रशान-नील (Prussian blue), $\text{KFe}^{III} \cdot \text{Fe} (\text{CN})_6$ —यदि फेरिक लवणों के विलयन में पोटैसियम फेरोसायनाइड छोड़ा जाय तो जो नीला विलयन या अवक्षेप आता है, वह प्रशान-नील कहलाता है। यह पोटैसियम-फेरि-फेरो-सीयनाइड है—



यह प्रशान-नील कई प्रकार का होता है।

(१) यदि पोटैसियम फेरोसायनाइड आधिक्य में लिया जाय और फेरिक क्लोराइड कम, तो जो प्रशान-नील बनता है, वह पानी में और आँकड़ेलिक एसिड में विलेय है। इसे पेलफा-विलेय प्रशान-नील कहते हैं।

(२) फेरस सलफेट के विलयन को यदि ठंडे शिथिल पोटैसियम फेरोसायनाइड के विलयन में छोड़ें तो पोटैसियम फेरस फेरोसायनाइड, $\text{K}_2\text{Fe}^{II} \cdot \text{Fe} (\text{CN})_6$ का सफेद अवक्षेप आवेगा—



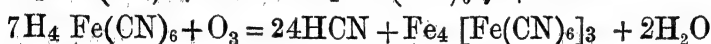
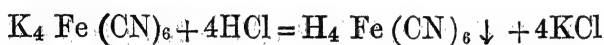
यह हवा में शीघ्र उपचित होकर एक नीला पदार्थ देता है जो पानी में विलेय है, पर आँकड़ेलिक एसिड में अविलेय है। इसे बीटा-विलेय प्रशान-नील कहते हैं। यह संभवतः पोटैसियम फेरि-फेरोसायनाइड है— $[\text{K} \cdot \text{Fe}^{III} \cdot \text{Fe}^{II} (\text{CN})_6]$ ।

(३) यदि फेरिक क्लोराइड आधिक्य में लिया जाय, और पोटैसियम फेरोसायनाइड कम, तो अविलेय प्रशान-नील मिलता है। यह संभवतः फेरिक फेरो सायनाइड, $\text{Fe}_4^{III} [\text{Fe} (\text{CN})_6]_3$ है। साधारणतः बाज़ार में जो मिलता है, वह प्रशान-नील यही है।

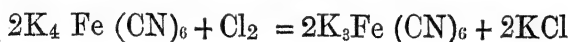
(४) पोटैसियम फेरिक फेरोसायनाइड के आम्ल विलयन में फेरस सलफेट डालने पर सफेद अवक्षेप आता है। इसे हवा में खुला रख छोड़ने

पर जो नीला पदार्थ मिलता है, वह गामा-विलेय प्रशान-नील है। इस पर ऐसिड क्षार और फेरिक क्लोराइड का शीघ्र असर नहीं पड़ता।

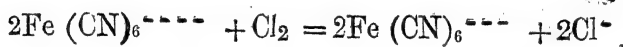
फेरोसायनिक ऐसिड, $H_4 Fe (CN)_6$ —पोटैसियम फेरोसायनाइड के ठंडे संतृप्त विलयन में यदि हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड डालें, तो सफेद अवक्षेप आता है जो फेरोसायनिक ऐसिड का है। इसे हवा के अभाव में सुखाना चाहिये, नहीं तो उपचित होकर यह फेरिक फेरोसायनाइड बन जायगा।



पोटैसियम फेरिसायनाइड, $K_3 Fe (CN)_6$ —यदि पोटैसियम फेरोसायनाइड के विलयन में क्लोरीन गैस प्रवाहित की जाय, तो फेरोसायनाइड आयन का उपचयन होकर फेरिसायनाइड आयन बन जाती है—

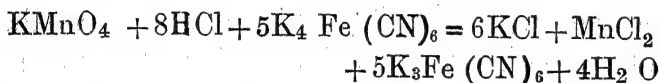


अथवा



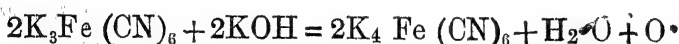
विलयन के कई बार आंशिक स्रवण करने पर पोटैसियम फेरिसायनाइड के मणिभ प्राप्त हो जायेंगे। ये गहरे लाल रंग के एकानताक्ष होते हैं। इन्हें पोटोश का लाल प्रशेट (prussiate) भी कहते हैं।

पोटैसियम फेरिसायनाइड, हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और पोटैसियम परमैंगेनेट के योग से भी पोटैसियम फेरिसायनाइड बना सकते हैं।

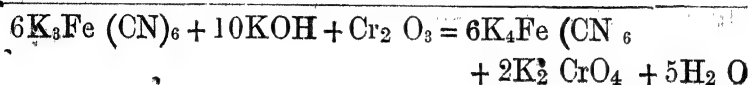
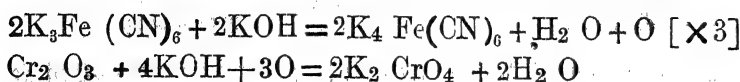


पोटैसियम फेरिसायनाइड प्रबल उपचायक है। इसकी कुछ प्रतिक्रियायें नीचे दी जाती हैं—

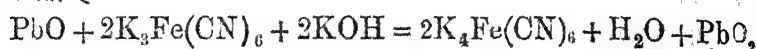
(क) क्षारीय माध्यम में—इसका सामान्य समीकरण निम्न प्रकार है—



(१) यह क्रोमिक ऑक्साइड को क्रोमेट में परिणत कर देता है—



(२) इसी प्रकार यह लिथार्ज, PbO , को सीस परोक्साइड में परिणत करता है—

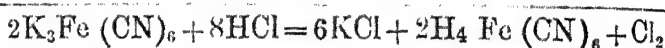
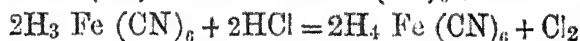
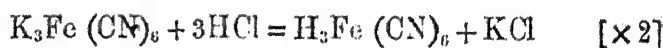


इसी प्रकार मैंगनस ऑक्साइड को यह मैंगनीज़ द्विऑक्साइड में परिणत करता है ।

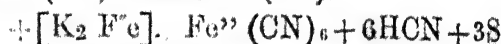
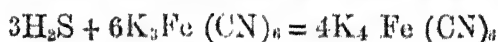
(३) यह हाइड्रोजन परोक्साइड द्वारा अग्रचित हो जाता है—



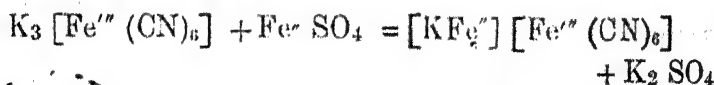
(ख) आम्ल माध्यम में—(१) यह हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के योग से क्लोरिन गैस देता है—



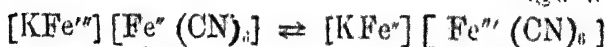
(४) यह हाइड्रोजन सल्फाइड को उपचित करके गन्धक देता है ।



टर्नबुल-नील (Turnbull's Blue)—पोटैसियम फेरिसायनाइड के विलयन में फेरस सल्फेट का आधिक्य डालने पर नीला अवक्षेप आता है जिसे टर्नबुल-नील कहते हैं । पहले लोगों की यह धारणा थी कि यह फेरस फेरिसायनाइड, $Fe^{IV}_3 [Fe^{IV}(CN)_6]_2$ है । अखिलेय प्रशन-नील इसकी बुलना में भिन्न है— $Fe_4^{IV} [Fe^{IV}(CN)_6]_3$ पर अब यह विचार अधिक पुष्ट प्रतीत होता है कि प्रशन-नील और टर्नबुल नील एक ही पदार्थ है । दोनों एक दूसरे में परिवर्तित हो जाते हैं । माधारणतः टर्नबुल-नील बनने की प्रतिक्रिया निम्न प्रकार की है—



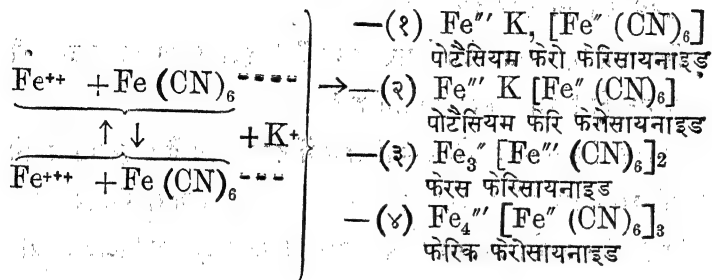
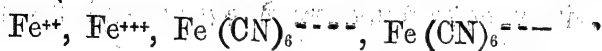
टर्नबुल-नील



प्रशन-नील

टर्नबुल-नील

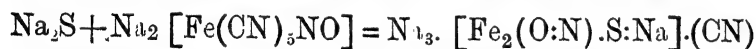
वस्तुतः परिस्थितियों के अनुसार प्रशन-नील और टर्नबुल-नील दोनों में ही निम्न आयनों का योग होता है—



इन चारों यौगिकों का मिश्रण प्रशान-नील, और दर्नबुल-नील दोनों में है।

सोडियम नाइट्रो-प्रशाइड, $\text{Na}_2 [\text{Fe}(\text{CN})_5 \text{NO}] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ —
यदि पोटैसियम फेरोसायनाइड को ५० प्रतिशत नाइट्रिक एसिड के साथ गरम करें, तो भूरा विलयन प्राप्त होता है। यह प्रतिक्रिया तब तक चले जब तक फेरस सल्फेट के साथ सिलेटिया अवक्षेप न आ जाय। अब इस द्रव को ठंडा कर लें और पोटैसियम नाइट्रेट के जो मणिभ बनें, उन्हें पृथक् कर लें। विलयन को इस अवस्था में यदि सोडियम कार्बोनेट से शिथिल करें, और छान कर सुखारें, तो लाल रंग के मणिभ मिलेंगे। कई बार मणिभीकरण करके इन्हें शोध जा सकता है। ये लाल मणिभ सोडियम नाइट्रो-प्रशाइड के हैं। इन्हें सोडियम नाइट्रोसो फेरिसायनाइड भी कह सकते हैं।

यह चार तत्वों के सल्फाइड के साथ चटक बैजनी रंग देता है—



इसलिये इसका उपयोग प्रयोगशालाओं में कार्बनिक यौगिकों में गन्धक की पहिचान करने में होता है।

प्रश्न

- लोहे के कौन कौन अयस्क हमारे देश में मिलते हैं ? इनसे लौहा कैसे तैयार करते हैं ?
- पिटवाँ और ढलवाँ लोहे में क्या अन्तर है ? लोहे ब्रनाने की बात भट्टी की व्याख्या करो। इस भट्टी में क्या प्रतिक्रियाएँ होती हैं ?

३. लोहे के धातुकर्म में वात भट्टी से क्या-क्या चीजें मिलती हैं, और उनके उपयोग क्या हैं ?
४. पिग लोहे से इस्पात कैसे तैयार करते हैं ? इस्पात कितने प्रकार की जानते हो ? इनके क्या उपयोग हैं ?
५. इस्पात, पिटवाँ लोहे और ढलवाँ लोहे में क्या संबंध है ? इस्पात बनाने की आधुनिक विधि बताओ। (पंजाब, १९३३)
६. लोहे और कार्बन का साम्य वक्र खींचो। पर्लाइट, सीमेण्टाइट और ओस्टेनाइट क्या हैं ?
७. पोटैशियम फेरोसफ़ोस्फ़ाइट कैसे बनाओगे ? इस पर हलके और सान्द्र सलफ़्यूरिक एसिड की क्या क्रियाएँ होती हैं ? प्रशान-नील और टर्नबुल नील में क्या अन्तर है ?
८. फेरस ब्रोमाइड, फेरस सल्फेट, लोह कार्बोनाइट, फेरिक फिटकरी, इनमें तैयार करने की विधियाँ और इनके गुण लिखो।
९. “निश्चेष्ट” लोहा किसे कहते हैं ? इनकी निश्चेष्टता किस कारण है और किस प्रकार दूर की जा सकती है ?
१०. फेरस लवणों के अपचायक गुणों के उदाहरण दो।
११. फेरस लवणों की तुलना मैंगनीज़ और तांबे के लवणों से करो।

अध्याय २५

अष्टम समूह के तत्त्व—(२) कोबल्ट और निकेल .

[Cobalt and Nickel]

मैडलीफ के आवर्त सविभाग में कई स्थानों पर परमाणुभार के क्रम का उल्लंघन किया गया है। उन स्थानों में से एक उदाहरण कोबल्ट-निकेल का भी है। कोबल्ट का परमाणुभार (५८.६४) निकेल के परमाणुभार (५८.६९) से कुछ अधिक है। फिर भी इसे पहला स्थान मिला है, और निकेल को इसके बाद का। कोबल्ट के बाद परमाणुभार के क्रम में ताँबे का स्थान है। परन्तु ताँबे के लवण कोबल्ट से इतने मिलते-जुलते नहीं हैं, जितने कि निकेल से। ताँबे और निकेल दोनों के ही लवण नीले, नील-हरे, हरित-नील या हरे होते हैं। लोहे और कोबल्ट के लवण एक से संकीर्ण सायनाइड बनाते हैं। इन बातों से स्पष्ट है कि यह उचित ही था कि कोबल्ट को लोहे के पास, और निकेल को कोबल्ट और ताँबे के बीच में स्थान मिले। एक्स रश्मि के चित्र ने इस बात की सिद्धि की—इसके आधार पर परमाणुसंख्या का जो क्रम निर्धारित हुआ, उसने लोहा, कोबल्ट और निकेल—इस क्रम का समर्थन किया।

फेरस लवण, कोबल्ट लवण और निकेल लवणों में भी परस्पर समानता है। इनमें तत्त्वों की संयोज्यता २ है। तीनों के सलफाइड काले हैं, और अमोनियत माध्यम में अवक्षिप्त होते हैं, तीनों के हाइड्रॉक्साइड अमोनियम क्लोराइड-अमोनिया मिश्रण में विलेय हैं, तीनों के सलफेट अमोनियम सलफेट के साथ समाकृतिक द्विगुण लवण, $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, बनाते हैं। ये तीनों तत्त्व कार्बोनिल यौगिक देते हैं। तीनों संकीर्ण सायनाइड देते हैं, पर निकेल के संकीर्ण सायनाइड अस्थायी हैं; लोह और कोबल्ट के एक से हैं— $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ और $\text{K}_3\text{Co}(\text{CN})_6$; $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ और $\text{K}_4\text{Co}(\text{CN})_6$ । निकेल और कोबल्ट एक से संकीर्ण-नाइट्राइट, $\text{K}_3\text{Ni}(\text{NO}_2)_6$ और $\text{K}_3\text{Co}(\text{NO}_2)_6$ देते हैं। लोहे का संकीर्ण नाइट्राइट नहीं ज्ञात है। तीनों के क्लोराइड अमोनिया के साथ एक से द्विगुण लवण देते हैं— $\text{FeCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, इसी प्रकार के द्विगुण यौगिक फेरस ब्रोमाइड, फेरस आयोडाइड, कोबल्टस ब्रोमाइड और कोबल्टस आयोडाइड भी देते हैं— $\text{FeBr}_2 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{FeI}_2 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{NH}_3$; और $\text{CoI}_2 \cdot 6\text{NH}_3$.

कोबल्ट, Co

[Cobalt]

भारतवर्ष की अरावली पर्वत श्रेणियों में खेत्री आदि स्थानों में, और राजपूताने के अन्य स्थलों में कोबल्टाइट (Cobaltite) अयस्क (कोबल्ट का सल्फासैनाइड) और डानाइट (Dainite) अयस्क (कोबल्ट युक्त आर्सेनो-मार्त्तिक) पाये जाते हैं। इन अयस्कों से कोबल्ट के सल्फेट और सेहता की भाँति के जौहरियों के काम के अन्य पदार्थ तैयार किये जाते हैं। सिककम में लिन्नाइट (linnecite) अयस्क $(\text{Co, Ni, Fe})_3\text{S}_4$ भी थोड़ी सी मात्रा में मिलता है। मैंगनीज अयस्कों में मिश्रित कोबल्ट भी पाया गया है। कोबल्ट का एक अयस्क, स्पाइस कोबल्ट (Speiss Cobalt) $(\text{Co, Ni, Fe})\text{As}_2$, भी प्रसिद्ध है। कोबल्ट ग्लान्स (Cobalt glance), CoAsS , कोबल्टाइट का ही एक रूप है।

कोबल्ट धातु का परिचय सन् १७३३ से आरम्भ होता है। यह ठीक है कि इससे पूर्व मिश्र देश में वर्तनों को रंगने में कोबल्ट अयस्कों का उपयोग होता था। कोबल्ट या जर्मन कोबोल्ड (Kobold) का अर्थ “पृथ्वी पर रहने वाली आत्मा” है। यह नाम कोबल्ट के किसी विपैले खनिज को दिया गया था। सन् १५४० में पता चला कि यह कोबल्ट अयस्क काँच को नीला रंग देता है। सन् १७३३ में ब्राण्ट (Brandt) ने अयस्क में से कोबल्ट धातु तैयार की।

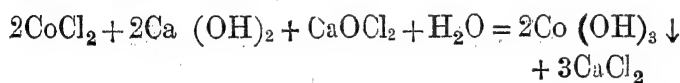
धातु कर्म—अयस्क का चूरा किया जाता है, और फिर उत्प्लावन विधि द्वारा (चूरे में पानी, तारपीन तेल और सोडा मिला कर) फेन उठा कर इसका सान्द्रीकरण करते हैं। इस प्रकार प्राप्त अयस्क को फिर छोटी छोटी वात भट्टियों में जारण करते हैं। जारण करते समय सोडा और बालू भी मिला देते हैं। कोबल्ट भारी होने के कारण नीचे की तह में आ जाता है और अयस्क का लोहा ऊपर की हलकी तह में रहता है। ऊपर की यह तह अलग कर दी जाती है।

नीचे वाली तह में जो जारित अयस्क मिलता है उसे स्पाइस (Speiss) कहते हैं। इसमें कोबल्ट, निकेल, लोहे और ताँबे के आर्सेनाइड और सल्फाइड होते हैं।

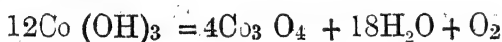
अष्टम समूह के तत्व—(२) कोबल्ट और निकेल १०९३

स्पाइस को पीस कर नमक के साथ फिर तपाते हैं। ऐसा करने पर गन्धक और आर्सेनिक तो उड़ जाता है, और धातुओं के क्लोराइड बन जाते हैं। इनके विलयन में लोहे का छीजन डालने पर ताँबा अवक्षिप्त हो जाता है, जिसे अलग कर लेते हैं। फिर कॉस्टिक सोडा का विलयन मिलाते हैं। ऐसा करने पर निकेल और कोबल्ट दोनों के हाइड्रॉक्साइड अवक्षिप्त होते हैं। इन्हें तपा कर उनके ऑक्साइड मिलते हैं।

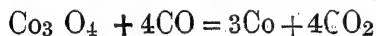
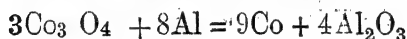
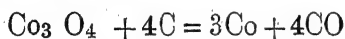
कोबल्ट और निकेल के ऑक्साइडों को अलग अलग करने के लिये उन्हें हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलते हैं, और फिर खड़िया से विलयन को शिथिल करते हैं। अब विलयन में विरंजन चूर्ण (ब्लीचिंग पाउडर) डालते हैं। ऐसा करने पर कोबल्ट तो हाइड्रॉक्साइड के रूप में अवक्षिप्त हो जाता है, पर निकेल विलयन में ही रहता है—



कोबल्ट हाइड्रॉक्साइड को तपाने पर कोबल्टो-कोबल्टिक ऑक्साइड, Co_3O_4 , बनता है—



इस कोबल्टिक ऑक्साइड में ऐल्यूमीनियम या कोयला मिला कर गरम करें (अथवा इसे हाइड्रोजन या कार्बन एक्साइड के प्रवाह में गरम करें) तो कोबल्ट धातु मिलेगी—



ऐल्यूमीनियम चूर्ण के साथ गरम करने पर अच्छी ठोस धातु मिलती है।

विद्युत्विच्छेदन द्वारा—कोबल्ट सल्फेट के विलयन में अमोनिया और अमोनियम सल्फेट मिला कर प्लैटिनम विद्युत्द्वारों द्वारा विद्युत् विच्छेदन करने से शुद्ध कोबल्ट धातु मिलती है।

धातु के गुण—यह श्वेत धातु है, जो शुद्ध लोहे या निकेल की अपेक्षा अधिक कठोर है। कोबल्ट में हलका चुम्बकत्व गुण है। यह 1485° पर पिघलता है। इसका घनत्व ८.८ है। कोबल्ट अपने आयतन का १० गुना आयतन हाइड्रोजन शोषित करता है।

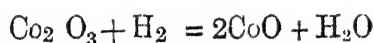
कोबल्ट न तो नम हवा में उपचित होता है, न शुष्क हवा में। केवल रक्ततप्त किये जाने पर धीरे धीरे उपचित होता है। हैलोजनों के योग से यह हैलाइड देता है।

हलके हाइड्रोक्लोरिक और सल्फ्यूरिक एसिडों के साथ प्रतिक्रिया करके यह कोबल्टस लवण और हाइड्रोजन देता है। इसी प्रकार नाइट्रिक एसिड में भी यह घुलता है। यह सान्द्र नाइट्रिक एसिड में डुबोने पर लोहे के समान निष्क्रिय भी हो सकता है। यह निष्क्रियता उसी प्रकार दूर की जा सकती है जैसे लोहे की।

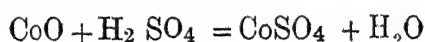
कोबल्ट के ऑक्साइड—कोबल्ट के तीन स्थायी ऑक्साइड और एक अति अस्थायी परीक्साइड है—

ऑक्साइड	सूत्र	प्रकृति	लवण
कोबल्टस ऑक्साइड ...	CoO	भास्म	कोबल्टस
कोबल्टो-कोबल्टिक ऑक्साइड ...	Co_3O_4	—	—
कोबल्टिक ऑक्साइड ...	Co_2O_3	भास्म	कोबल्टिक
कोबल्ट परीक्साइड ...	CoO_2	आम्ल	कोबल्टाइट

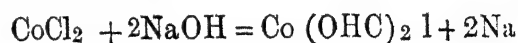
कोबल्टस ऑक्साइड, CoO —यह कोबल्टिक ऑक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर बनता है। कोबल्टस लवण में कार्बिक सोडा का विलयन डालने पर जो कोबल्टस हाइड्रॉक्साइड, $\text{Co}(\text{OH})_2$, बनता है, उसे वायु के अभाव में गरम करने पर भी यह मिलता है—



कोबल्टस ऑक्साइड धूसर वर्ण का चूर्ण है। हवा में गरम किये जाने पर यह कोबल्टो-कोबल्टिक ऑक्साइड, Co_3O_4 , देता है। यह एसिडों में घुलने पर कोबल्टस लवण देता है—



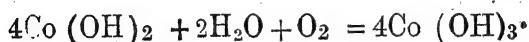
कोबल्टस हाइड्रॉक्साइड, $\text{Co}(\text{OH})_2$ —यह चार और कोबल्टस लवणों के योग से बनता है—



अष्टम समूह के तत्त्व—(२) कोबल्ट और निकेल १०९५

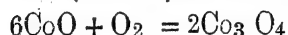
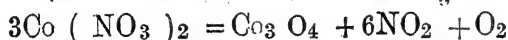
कास्टिक सोडा के आधिक्य में यह बहुत थोड़ा सा ही विलेय है। पर यह अमोनिया के आधिक्य में घुल जाता है—संकीर्ण यौगिक बनते हैं।

फेरस और मैंगनस ऑक्साइड के समान कोबल्टस ऑक्साइड भी हवा से ऑक्सीजन ग्रहण करके भूरा कोबल्टिक ऑक्साइड हो जाता है—

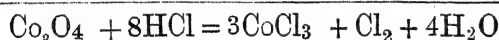


कोबल्टस ऑक्साइड दो रूपों का पाया जाता है—एक तो नीला, और दूसरा गुलाबी।

कोबल्टो-कोबल्टिक ऑक्साइड, Co_3O_4 —यह ऑक्साइड सबसे अधिक स्थायी है। कोबल्ट नाइट्रेट को जोरों से तपाने पर या कोबल्टस ऑक्साइड को हवा में गरम करने पर यह बनता है—



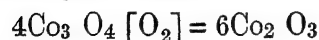
यह काला चूर्ण है। हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम किये जाने पर यह धातु देता है। हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से यह कोबल्टस क्लोराइड और क्लोरिन देता है—



कोबल्टिक ऑक्साइड, Co_2O_3 —ऐसी धारणा है कि यदि कोबल्ट नाइट्रेट को धीरे धीरे गरम करें तो कोबल्टिक ऑक्साइड बनता है—

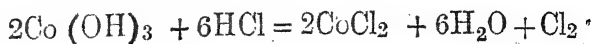


बहुत संभव है कि कोबल्टस लवण के विलयन में विरंजन चूर्ण अथवा कास्टिक सोडा और आयोडीन छोड़ने पर जो ऑक्साइड मिलता है, वह कोबल्टिक ऑक्साइड ही हो, अथवा यह कोबल्ट पराक्साइड भी हो सकता है। कुछ लोगों की धारणा यह है कि कोबल्टिक ऑक्साइड कोबल्टो-कोबल्टिक ऑक्साइड और पृष्ठ पर अधिशोषित ऑक्सीजन का मिश्रण है।



कोबल्टिक हाइड्रॉक्साइड, $\text{Co}(\text{OH})_3$ —कोबल्टस लवण के विलयन में सोडियम हाइपोक्लोराइट, या कोई और उपचायक द्वारा छोड़ने पर यह बनता है।

यह हाइड्रोक्साइड हाइड्रोक्लोरिक एसिड में ठंडे तापक्रम पर भूरे रंग का विलयन देता है, जो गरम किये जाने पर क्लोरीन दे डालता है—

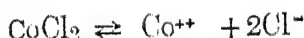


कोबल्ट परॉक्साइड, CoO_2 —कोबल्टस लवणों पर कुछ उपचायक पदार्थों के योग से यह संभवतः बनता है। यह स्वयं अति अस्थायी है, पर इसके लवण बनाये जा सकते हैं जिन्हें कोबल्टाइट, (cobaltite) कहा जाता है जैसे बेरियम कोबल्टाइट, BaCoO_3 .

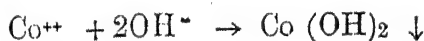
कोबल्टस लवण

[Cobaltous Salts]

कोबल्टस लवणों की सामान्य प्रतिक्रियाएँ—कोबल्टस लवण या तो नीले होते हैं या गुलाबी। हाइड्रेटित लवणों का रंग बहुधा गुलाबी होता है। इनके विलयन में भी चटक गुलाबी रंग कोबल्टस आयन Co^{++} का होता है। ये निम्न प्रकार आयनित होते हैं—



कोबल्टस लवण काल्क जारों के योग से नीला या गुलाबी हाइड्रोक्साइड का अवक्षेप देता है—



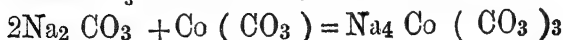
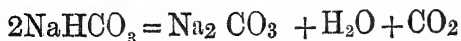
अमोनिया विलयन से भी आरंभ में अवक्षेप आता है, पर वह शीघ्र ही अमोनिया के आधिक्य में घुल जाता है। संकीर्ण कोबल्टैमिन (cobaltamine) यौगिक बनते हैं।

क्षारीय या शिथिल विलयनों में कोबल्टस लवण हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से काले कोबल्ट सल्फाइड, CoS , का अवक्षेप देते हैं। यह अवक्षेप शीघ्र ही ऐसा बन जाता है, कि हाइड्रोक्लोरिक एसिड में नहीं घुलता। अम्लराज में (या हाइड्रोक्लोरिक एसिड और पोटैशियम क्लोरेट के मिश्रण में) गरम करने पर घुलता है।

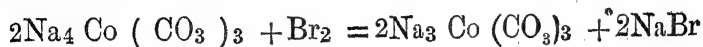
हाइपोक्लोराइटों के योग से कोबल्टस लवण काला अवक्षेप कोबल्टिक हाइड्रोक्साइड का देते हैं।

कोबल्टस लवण सोडियम बाइकार्बोनेट के आधिक्य के साथ सोडियम कोबल्टोकार्बोनेट का गुलाबी अवक्षेप देते हैं।

अष्टम समूह के तत्व--(२) कोबल्ट और निकेल १०९७

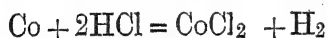


यह कोबल्टो-कार्बोनेट ब्रोमीन-जल के योग से सोडियम कोबल्ट-कार्बोनेट, $\text{Na}_3\text{Co}(\text{CO}_3)_3$, देता है जो सेब के-से रंग का होता है।



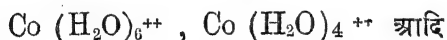
यह हरा रंग गरम करने पर भी परिवर्तित नहीं होता। इस परीक्षण को पालिट-परीक्षण (Palit's test) कहते हैं। निकेल और कोबल्ट के बीच में इस प्रयोग द्वारा पहचान की जा सकती है।

कोबल्टस क्लोराइड, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —साधारण कोबल्ट क्लोराइड कोबल्टस लवण ही है। कोबल्ट धातु या इसके ऑक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर यह बनता है—

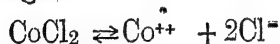


चटक लाल रंग के इसके जलग्राही मणिम होते हैं। इसके मणिमों में साधारणतः पानी के ६ अणु होते हैं, पर कम अणु वाले हाइड्रेट भी ज्ञात हैं। निर्जल क्लोराइड गहरे नीले रंग का होता है। १०० ग्राम पानी में १५° पर ५० ग्राम निर्जल क्लोराइड विलेय है।

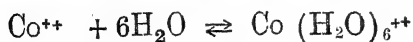
कोबल्ट क्लोराइड का विलयन ३०° तक तो गुलाबी रहता है, पर गरम करने पर ५०° पर नीला पड़ जाता है। बेसेट (Bassett) के अनुसार गुलाबी विलयन हाइड्रेटित कोबल्ट आयनों के कारण है। कोबल्ट के साथ पानी निम्न प्रकार संयुक्त है—



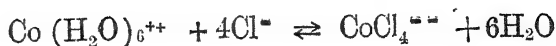
नीले कोबल्ट क्लोराइड में CoCl_4^{--} आयन अथवा $[\text{Co} \cdot \text{Cl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]^-$ आयन होती है। साधारणतः कोबल्ट क्लोराइड का आयनीकरण निम्न प्रकार हुआ।



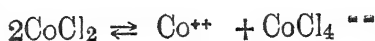
गुलाबी विलयनों में इसकी कोबल्ट आयन निम्न प्रकार की होती है—



ऊँचे तापक्रम पर यह हाइड्रेटित धन आयन विभक्त होकर संकीर्ण ऋण आयन बन जाती है, जो नीले रङ्ग की होती है—



अथवा



कोबल्ट क्लोराइड अमोनिया के साथ संकीर्ण यौगिक, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, देता है।

गुप्त-स्याही—कोबल्ट क्लोराइड के विलयन का उपयोग गुप्त स्याही बनाने में होता है। इसके गुलाबी विलयन से यदि कागज पर कुछ लिख दिया जाय तो सूखने पर अच्छर नहीं दीखते। पर कागज को गरम करें तो इनका रंग नीला-हरा हो जाता है, और अच्छर दिखायी देने लगते हैं। ठंडा होने पर रंग फिर उड़ जाता है।

कोबल्टस ब्रोमाइड, $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —कोबल्ट धातु को ब्रोमीन वाष्पों में गरम करने पर यह लवण निर्जल रूप में मिलता है। कोबल्ट कार्बोनेट और हाइड्रो ब्रोमिक एसिड के योग से इसका विलयन मिलता है। यह अमोनिया के साथ हलके गुलाबी रंग का संकीर्ण लवण, $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ देता है।

कोबल्टस आयोडाइड, CoI_2 —यह कोबल्ट को आयोडीन वाष्पों में गरम करने पर, अथवा कोबल्ट को आयोडीन और पानी के साथ गरम करने पर मिलता है। पानी की मात्रा के अनुसार इसके मणिभों का गुलाबी या हरा रंग होता है। अमोनिया के साथ यह $\text{CoI}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ बनाता है।

कोबल्टस सल्फेट, $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —कोबल्ट आक्साइड, या कोबल्ट धातु और हलके सल्फ्यूरिक एसिड के योग से कोबल्टस सल्फेट बनता है। इसके मणिभ फेरस सल्फेट के मणिभों के समाकृतिक हैं। भिन्न भिन्न तापक्रमों पर भिन्न भिन्न हाइड्रेट वाले मणिभ बनते हैं। जैसे 40° – 50° पर षट् हाइड्रेट, $\text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ के मणिभ मिलेंगे। सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में छोड़ने पर चतुः हाइड्रेट, $\text{CoSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, के मणिभ।

१०० ग्राम पानी में 20° पर ३६ ग्राम और 100° पर ८३ ग्राम निर्जल सल्फेट विलेय है। श्वेत तप्त करने पर निर्जल सल्फेट कोबल्टो-कोबल्टिक आक्साइड में परिणत हो जाता है।

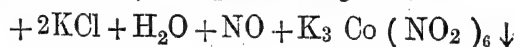
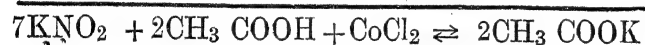
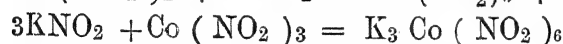
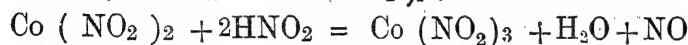
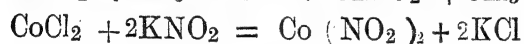
फेरस अमोनियम सल्फेट के समान कोबल्ट अमोनियम सल्फेट, $\text{CoSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, भी ज्ञात है। यह दोनों सल्फेटों को साथ साथ तुल्य मात्रा में मिला कर मणिभीकरण करने से मिलता है। इसके मणिभ गुलाबी रंग के होते हैं।

अष्टम समूह के तत्त्व—(१) कोबल्ट और निकेल १०९९

कोबल्ट पोटैसियम सल्फेट, $\text{CoSO}_4 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, भी ज्ञात है।
कोबल्ट नाइट्रेट, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —कोबल्ट कार्बोनेट को नाइट्रिक एसिड में घोलने पर यह मिलता है। यह गुलाबी रंग का होता है।

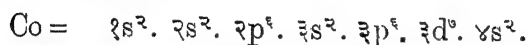
पोटैसियम कोबल्ट-नाइट्राइट, $\text{K}_3\text{Co}(\text{NO}_2)_6$ या फिशर लवण—यद्यपि कोबल्ट नाइट्राइट तो नहीं ज्ञात है, पर यह संकीर्ण नाइट्राइट अवश्य बहुत काम आता है। यदि कोबल्ट लवण के विलयन में ऐसीटिक एसिड डालें, और फिर पोटैसियम नाइट्राइट छोड़ें तो इसका मणिभीय अविलेय चटक पीला अवक्षेप आवेगा।

प्रतिक्रिया निम्न प्रकार हैं।

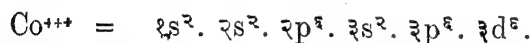


निकेल से जो इसी प्रकार का सोडियम निकेल-नाइट्राइट बनता है, वह एसिड माध्यम में विलेय है। अतः इस क्रिया द्वारा निकेल और कोबल्ट का भेद किया जा सकता है।

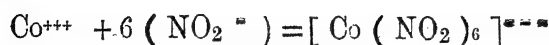
कोबल्ट परमाणु का गठन निम्न है—



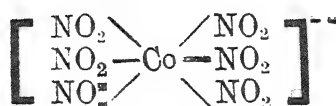
अतः कोबल्टिक आयन का गठन निम्न होगा—



इस प्रकार इस आयन की सह-संयोज्यता ६ हुई। कोबल्ट नाइट्राइट बनाने में ६ नाइट्राइट आयनों से ६ ऋणाणु मिलेंगे। अतः इस नयी संकीर्ण आयन की संयोज्यता $-6+3 = -3$ होगी (+ ३ कोबल्टिक आयन की)—



पोटैसियम कोबल्ट-नाइट्राइट का संगठन निम्न हुआ—



कोबल्ट सलफाइड, CoS —कोबल्ट लवण से विलयन में सोडियम ऐसीटेट या अमोनिया छोड़ कर हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर कोबल्ट सलफाइड का काला अवक्षेप आता है। आम्ल माध्यमों में इसका अवक्षेपण नहीं होता, यद्यपि यह स्वयं अम्लों में विलेय नहीं है। विलकुल ताजा अवक्षेप अम्लों में घुलता है, पर रखे रहने पर इसके पृष्ठ तल की शक्ति क्षीण हो जाती है, और तब यह अविलेय हो जाता है।

कोबल्ट सलफाइड को गन्धक के साथ हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने पर दूसरे सलफाइड, CoS_2 , Co_2S_3 और Co_2S भी बनते हैं। पीले अमोनियम सलफाइड के साथ एक पर-सलफाइड, Co_2S_7 , भी बनता है।

कोबल्टस कार्बोनेट, CoCO_3 —कोबल्ट लवण में सोडियम कार्बोनेट का विलयन डालने पर कोबल्ट कार्बोनेट का चटक लाल चूर्ण प्राप्त होता है। यह संभवतः भास्म लवण, $\text{CoCO}_3 \cdot 4\text{Co}(\text{OH})_2$ है।

कोबल्ट कार्बोनिल—कोबल्ट के दो कार्बोनिल उल्लेखनीय हैं।

(१) द्विकोबल्ट अष्टकार्बोनिल, $\text{Co}_2(\text{CO})_8$, और (२) चतुःकोबल्ट द्वादश कार्बोनिल, $\text{Co}_4(\text{CO})_{12}$

कोबल्ट के महीन चूर्ण पर 150° पर 40 वायुमंडल के दाब पर कार्बन एक्साइड की प्रतिक्रिया से द्विकोबल्ट अष्ट कार्बोनिल, $\text{Co}_2(\text{CO})_8$, बनता है। इसके मणिम नीरंग रंग के होते हैं, जिनका द्रवणांक 51° है। इसे 600 तक गरम करने पर काले रंग का $\text{Co}_4(\text{CO})_{12}$ या $[\text{Co}(\text{CO})_3]$ बनता है।

यह वैज्जीन में विलेय है, और विलयन में से काले मणिम देता है।

कोबल्ट सिलिकेट स्माल्ट (smalt)—कोबल्ट एक्साइड को सिलिका और पोटैशियम कार्बोनेट के साथ गलाने पर यह मिलता है। यह चटक नीले रंग का काँच है। इसे पीस कर सुन्दर नीला वर्णक तैयार किया जाता है।

काँच और पोर्सिलेन के नीले वर्णक तैयार करने में यह काम आता है। प्रसिद्ध चीनी नीली पोर्सिलेन में रंग कोबल्ट यौगिकों का ही होता है।

थेनार्ड नील (Thenard's blue)—यह संभवतः कोबल्ट ऐल्यूमिनेट है। कोबल्ट फॉस्फेट को ताजे अवक्षिप्त ऐल्यूमिना के साथ गलाने पर यह बनता है। रक्ततप्त करने के अनन्तर पानी के साथ इसे पीस कर सुन्दर नीला वर्णक तैयार करते हैं।

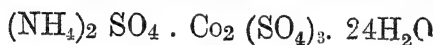
रिनमैन हरित (Rinman's green)—यह यशद ऑक्साइड, ZnO , और कोबल्ट यौगिक को साथ साथ गलाने पर बनता है। यह संभवतः कोबल्ट झिंकेट है। यह हरे रंग का वर्णक देता है।

कोबल्टिक लवण

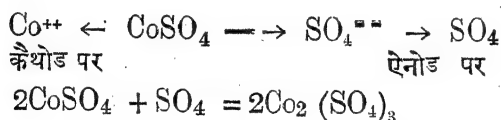
[Cobaltic Salts]

सरल कोबल्टिक लवण नहीं पाये जाते। ये द्विगुण और संकीर्ण यौगिकों के रूप में ही स्थायी हैं, जैसे फिटकरी, कोबल्ट-सायनाइड, कोबल्ट-नाइट्राइट और कोबल्टमैन।

कोबल्टिक फिटकरी—कोबल्टस सल्फेट और अमोनियम सल्फेट के विद्युत्-विच्छेदन करने पर (यदि ऐनोड को रन्ध्रमय पात्र में रक्खा जाय) यह फिटकरी मिलती है। यह कोबल्टिक अमोनियम सल्फेट है—



ऐनोड (धन द्वार) पर कोबल्टस लवण उपचित होकर कोबल्टिक हो जाता है—



कोबल्ट फिटकरी के नीले अष्टफलकीय मणिम होते हैं। ये प्रबल उप-चायक हैं।

कोबल्ट-सायनाइड—कोबल्टस लवण के विलयन में यदि पोटैसियम सायनाइड का विलयन छोड़ा जाय तो कोबल्टस सायनाइड का भूरा-श्वेत अवक्षेप मिलेगा—



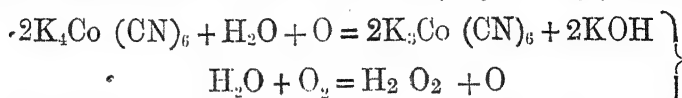
पोटैसियम सायनाइड के आधिक्य में यह अवक्षेप विलेय है। घुलने पर पोटैसियम कोबल्टो-सायनाइड $K_4 Co^{IV} (CN)_6$, बनता है—



इसके विलयन में एल्कोहल छोड़ने पर मूँगे के रंग का अवक्षेप कोबल्टो-सायनाइड का आता है।

यदि कोबल्टो-सायनाइड के विलयन में थोड़ा सा ऐसीटिक या हाइ-

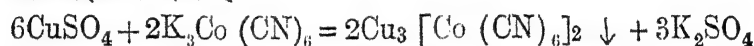
ड्रोकलोरिक ऐसिड डाल कर प्याली में उबाला जाय, तो इसका शीघ्र उपचयन हो जाता है और पोटैसियम कोबल्टि-सायनाइड, $K_3Co(CN)_6$, बनता है।



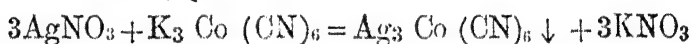
साथ ही साथ तुल्य मात्रा हाइड्रोजन परीक्साइड की भी बनती है, मानो आत्मोपचयन या स्वतः उपचयन का (autooxidation) उदाहरण हो।

पोटैसियम कोबल्टि-सायनाइड के मणिभ पीले, स्थायी और पोटैसियम फेरिसायनाइड के समाकृतिक हैं।

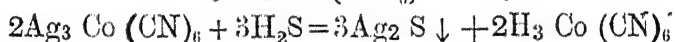
— यह यौगिक ताम्र सल्फेट के साथ नीला अवक्षेप ताम्र कोबल्टि-सायनाइड का देता है—



— रजत नाइट्रेट के साथ इसी प्रकार श्वेत अवक्षेप रजत कोबल्टि-सायनाइड का मिलता है—



इस अवक्षेप में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर मणिभीय कोबल्टि-सायनिक ऐसिड, $H_3Co(CN)_6$, बनता है।



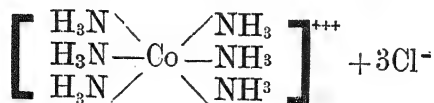
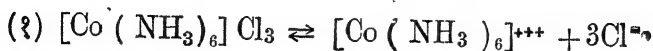
कोबल्टैमिन (Cobaltammines)—कोबल्ट के लवणों में अमोनिया अधिक्य में डाल कर और फिर थिलयन का विभिन्न परिस्थितियों में उपचयन करके अनेक संकीर्ण यौगिक बनाये गये हैं, जिन्हें कोबल्टैमिन कहते हैं। इनका विस्तृत विवरण देना यहाँ संभव नहीं है। हम केवल कुछ का उल्लेख करेंगे—

(१) पेट्रैमिन कोबल्टिक क्लोराइड, $(NH_3)_6CoCl_3$ — या लुटिओ-कोबल्टिक क्लोराइड—यह कोबल्ट क्लोराइड, अमोनिया और अमोनियम क्लोराइड के योग से बनता है। यह लाल पीत रंग का है।

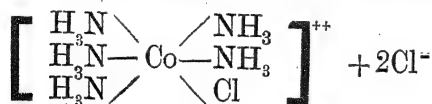
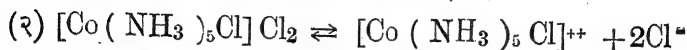
(२) क्लोरो पंचैमिन कोबल्टिक क्लोराइड, $[(NH_3)_5Cl.Co]Cl_2$ — यह लाल होता है।

(३) द्विक्लोरो-चतुः ऐमिन कोबल्टिक क्लोराइड, $[(NH_3)_4Cl_2.Co]Cl$ — यह सुन्दर हरे रंग का होता है।

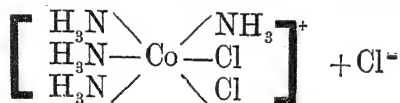
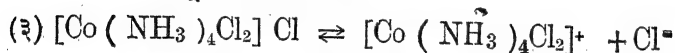
संयोज्यता सिद्धान्त की दृष्टि से इन यौगिकों का वर्णन बड़े महत्व का है। कोबल्ट की सर्वा संयोज्य-संख्या (coordinate number) ६ है। इस दृष्टि से हम इन्हें निम्न प्रकार चित्रित करेंगे—



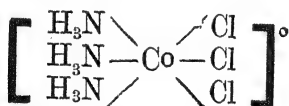
म्यू १००० = ४३१.६ (तुल्य चालकता)



म्यू १००० = २६४.४



म्यू १००० = ६८.३५



म्यू १००० = ०.

इनमें से पहले यौगिक में सम्पूर्ण क्लोरीन आयनित होती है। इसकी अणु-चालकता सब से अधिक है।

दूसरे यौगिक में पूरी क्लोरीन की २/३ आयनित होती है जैसा कि रजत नाइट्रेट से अवक्षेपण करके मालूम किया जा सकता है। इसकी चालकता पहले की चालकता से कम है।

तीसरे यौगिक में आयनित होने वाली क्लोरीन की मात्रा सम्पूर्ण क्लोरीन की एक-तिहाई है। इसकी चालकता और भी कम है।

चौथे यौगिक में क्लोरीन की सम्पूर्ण मात्रा यद्यपि उतनी ही है, पर यह रजत नाइट्रेट से अवक्षेप नहीं देती, अर्थात् इसमें क्लोरीन आयन है ही नहीं। इसकी चालकता स्पष्टतः शून्य है।

निकेल

[Nickel]

खेत्री और राजपूताने के अन्य स्थानों में ताँबे की खानों के समीप ही निकेल पाया जाता है। द्रावकोर और कोलर की खानों में भी ०.६४ प्रतिशत के लगभग निकेल चैलकोपाइराइट (chalcopyrite) में पाया जाता है। सन् १९२७ के नामटू के बर्मा कॉरपोरेशन ने भी निकेल-स्पाइस (nickel speiss) प्राप्त करना आरम्भ कर दिया है। इस स्पाइस में २६ प्रतिशत के लगभग निकेल, १३ प्रतिशत के लगभग ताँबा, ३-४ प्रतिशत कोबल्ट और कुछ चाँदी है। यहां से यह स्पाइस युद्ध के पूर्व तक हैम्बर्ग भेजा जाता रहा।

कोबल्ट का उल्लेख करते समय हम कह चुके हैं कि लिन्नाइट, $(Fe, Co, Ni)_3 S_4$ और स्पाइस कोबल्ट, $(Co, Fe, Ni) As_2$, में निकेल और कोबल्ट दोनों हैं। निकेल के अन्य अयस्क कुपर निकेल (Kuper nickel), $Ni As$; निकेल ग्लान्स, (nickel glance) $Ni AsS$, निकेल ओकर (nickel ochre), $Ni_3 (AsO_4)_2$. गार्नीराइट (garnierite), $2 (Ni, Mg)_3 Si_4 O_{13} \cdot 3H_2O$, है, और गार्नीराइट निकेल और मेगनीशियम का द्विगुण-सिलिकेट है, इससे बहुधा अधिकांश निकेल प्राप्त की जाती है।

कैनेडियन अयस्कों से निकेल प्राप्त करना—कैनेडा के सडबरी बेसिन में पायरोटाइट $(Fe, S)_9$; चैलकोपाइराइट $(Cu, Fe)S_2$, और पेंटलैण्डाइट (pentlandite) $(Ni, Fe)_{11}S$, ये तीन अयस्क विशेष पाये जाते हैं। इस अन्तिम अयस्क में से बहुधा निकेल प्राप्त किया जाता है।

सब से पहले पेंटलैण्डाइट को अन्य दो अयस्कों से पृथक् करते हैं। इसके बाद अयस्क को तपाया जाता है। ऐसा करने पर ताँबा और निकेल इकट्ठा हो जाते हैं, और लोहा गल्य बन कर अलग हो जाता है। धातु प्राप्त करने की निम्न अवस्थायें हैं—

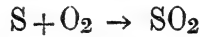
१—सान्द्रीकरण—अयस्क को हाथ से छाँटा जाता है, और शिलाओं का कूड़ा कचरा बीन डालते हैं।

क्योंकि लोहा और निकेल दोनों चुम्बकीय धातुएँ हैं, अतः बलशील चुम्बकीय क्षेत्र में कुछ सान्द्रीकरण किया जाता है।

अष्टम समूह के तत्त्व—(१) कोबल्ट और निकेल ११०५

अब तारपीन के तेल, और वायु द्वारा फेन उठा कर उत्स्रावन विधि का आश्रय लेते हैं। चैलकोपाइराइट आसानी से ऊपर उतराकर आ जाता है, पेंटलैंडाइट कुछ संकोच करता है, और पायरोटाइट तो नीचे ही बैठा रहता है। इस प्रकार तीनों को बहुत कुछ अलग कर लिया जाता है।

२. जारण (roasting)—सान्द्रिकरण के बाद अयस्क को हवा में तपाते हैं। ऐसा करने से इसका अधिकांश गन्धक ऑक्साइड बन कर उड़ जाता है—



इस प्रतिक्रिया में इतना ताप उत्पन्न होता है, कि एक बार चालू कर देने पर फिर गरम करने की आवश्यकता नहीं रहती।

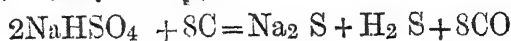
३. क्षेपक भट्टी में निस्तापन—जारित अयस्क को क्षेपक भट्टी में डाल कर तपाते हैं। अयस्क गल जाता है। लोहे, निकेल और ताँबे के गले हुये सलफाइड नीचे बैठ जाते हैं। ऊपर अनावश्यक भाग तैरता रहता है। इसे अलग बहा लेते हैं।

४. बेसीमरीकरण (Bessemerisation)—इस अवस्था में प्राप्त निस्तप्त अयस्क में ताँबा और निकेल २५% के लगभग होता है, यद्यपि आरम्भ में अयस्क में ताँबा ४-५% और निकेल २% थी। बेसीमर परिवर्तकों में उपचयन करके इनकी सान्द्रता और बढ़ायी जाती है। ये परिवर्तक ग्लेनाकार इस्पात के बने पात्र होते हैं जिनमें आग्नेय पदार्थ का अस्तर होता है, और दाब पर हवा भीतर भेजने के नल-द्वार होते हैं। निस्तप्त अयस्क में बालू द्रावक के रूप में मिला दी जाती है। दाब पर हवा परिवर्तक में प्रविष्ट कराते हैं, और अयस्क को गरम करते हैं। फेरस सिलिकेट गल्य बन कर ऊपर आ जाता है। इसे काँछ कर अलग कर देते हैं।

इस स्थान पर प्राप्त सान्द्र द्रव्य में अब ८०% निकेल और ताँबा होते हैं। इस द्रव्य को अब शोधनालयों में भेजते हैं, जहाँ निकेल को ताँबे से अलग किया जाता है। ऐसा करने की दो विधियाँ हैं, जिनका उल्लेख नीचे किया जायगा। एक तो ऑरफोर्ड विधि (Orford Process) और दूसरी मौंड विधि (Mond's Process)।

५. ताँबे से निकेल को अलग करना—ऑरफोर्ड विधि—यह विधि इन दो बातों पर निर्भर है कि (१) सोडियम सलफाइड में निकेल सलफाइड और ताम्र सलफाइड की विलेयताएँ अलग अलग हैं, (२) ताम्र सलफाइड मिले सोडियम सलफाइड का घनत्व निकेल सलफाइड के घनत्व से भिन्न है।

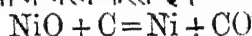
वेसीमर परिवर्तक से प्राप्त सान्द्र द्रव्य को वात भट्टी में शोरा, कोक और सोडियम ऐसिड सल्फेट के साथ गलाते हैं। ऐसा करने पर सल्फेट के अपचयन से सलफाइड बनता है—



गले हुए द्रव्य में इस प्रकार निकेल सलफाइड, ताम्र सलफाइड और सोडियम सलफाइड होते हैं। समस्त द्रव्य गल कर दो स्पष्ट तहों वाला बन जाता है। ऊपर की तह में ("tops") ताँवे और सोडियम के सलफाइड होते हैं, और नीचे की तह में ("bottoms") निकेल सलफाइड होता है। ऊपर की तह ताँबा निकालने के लिये भेज दी जाती है, और नीचे की तह से निकेल प्राप्त करते हैं।

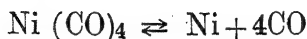
नीचे की तह ठंडा पड़ कर ठोस हो जाती है। इसे पीसते और पानी से खलभलाते हैं। ऐसा करने पर इसका सोडियम सलफाइड (जो भी कुछ हो) घुल कर अलग हो जाता है। (ऊपर की और नीचे की तहें कुछ तो मिल ही जाती हैं, जिससे सोडियम और ताम्र सलफाइड आ जाता है।) अब १५% साधारण नमक मिला कर तपाते हैं। जो भी कुछ ताँबा रहा हो, वह ताम्र क्लोराइड बन जाता है। इसे पानी में धोल कर अलग कर देते हैं। अब सोडा राख के साथ फिर तपाते हैं, और फिर गरम पानी से धोते हैं। ऐसा करने पर निकेल का काला ऑक्साइड मिलता है (द्रव्य में ७८% Ni, ०.१% Cu, ०.०१% S)।

इस निकेल ऑक्साइड को कोयले के चूरे के साथ मिला कर गैसों से प्रदीप्त खुली भट्टियों में गरम करते हैं।



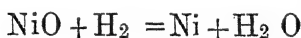
ऐसा करने पर निकेल धातु मिलती है।

निकेल को अलग करने की मौण्ड-विधि—सन् १८६० में पहली बार अयस्क में से निकेल को पृथक् करने की विधि मौण्ड (Mond) ने निकाली। यह विधि इस बात पर निर्भर है कि यदि ८०° के नीचे तापक्रम पर ताजी निकेल धातु पर कार्बन एक्वासाइड गैस दाब के भीतर प्रवाहित की जाय, तो एक वाष्पशील यौगिक निकेल कार्बोनिल, $\text{Ni}(\text{CO})_4$, बनता है। लोहा, ताँबा, या कोबल्ट इस प्रकार का कोई 'वाष्पशील' यौगिक नहीं बनाते। साथ ही साथ यह भी उल्लेखनीय है कि यदि निकेल कार्बोनिल को १८०° तक गरम किया जाय तो यह विभक्त होकर निकेल धातु और कार्बन एक्वासाइड देगा। इस गैस का फिर उपयोग कर सकते हैं—

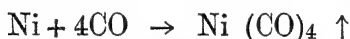


यह कहा जा चुका है कि बेसीमर परिवर्तक से जो तप्त द्रव्य प्राप्त होता है, उसमें ८० प्रतिशत के लगभग ताँबा और निकेल होते हैं, प्रत्येक ४०-४० प्रतिशत। १ प्रतिशत के लगभग इसमें लोहा भी हो सकता है। इस द्रव्य को ८०° पर १५ प्रतिशत सल्फ्यूरिक एसिड के साथ खलभलाते हैं। अधिकांश ताँबा तो विलेय ताम्र सल्फेट बनकर निकल जाता है।

अब अवशेष द्रव्य को सुखाते हैं, और ३००°-३३०° तक गरम करके ढलवाँ लोहे के बने स्तम्भों में जिन्हें “अपचायक” (reducer) कहते हैं, “जल-गैस” (watergas) के प्रवाह में लाते हैं। “जल-गैस” में २२ प्रतिशत कार्बन एक्साइड, ६० प्रतिशत हाइड्रोजन और ४ प्रतिशत कार्बन द्विऑक्साइड होता है। इस अवस्था में लोह ऑक्साइड का तो अपचयन नहीं होता, पर निकेल ऑक्साइड अपचित होकर निकेल बन जाती है—

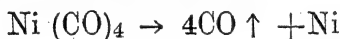


“अपचायक” स्तम्भों से निकाल कर निकेल को “ऊष्मक” (volatiliser) स्थल में ले जाते हैं। यहाँ निकेल का संपर्क कार्बन एक्साइड से ५००-८०० तापक्रम पर होता है। फलतः निकेल कार्बोनिल बनता है—



इस प्रतिक्रिया में ताप पैदा होता है। ऐसा प्रबन्ध रक्खा जाता है कि यह ताप शीघ्र विकीर्ण हो जाय जिससे तापक्रम ६०° से ऊपर न उठे।

इस कार्बोनिल को वाष्पों को अब “विभाजकों” (decomposers) में ले जाया जाता है, जिनका तापक्रम १८०° होता है। यह कार्बोनिल विभक्त होकर शुद्ध निकेल (६६.८%) देता है।



“विभाजक” ढलवाँ लोहे के बेलनाकार बने होते हैं। इनमें एक पर एक ६ बक्से होते हैं। इन्हें उत्पादक गैस के प्रवाह द्वारा गरम रक्खा जाता है।

निकेल का विद्युत् शोधन—२५° पर निकेल अमोनियम सल्फेट, $\text{NiSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, के संतृप्त विलयन के विद्युत् विच्छेदन से शुद्ध निकेल धातु मिलती है। जिस अशुद्ध धातु के टुकड़े का शोधन करना हो उसे एनोड (धनद्वार) बनाते हैं, और शुद्ध निकेल का कैथोड. लेते हैं। निकेल प्लेटिंग विधि भी इसी प्रकार की है।

निकेल का धातु कर्म

अयस्क (५% Cu, २% Ni, कुछ Fe)
 हाथ से चुन कर चुम्बकीय सान्द्रीकरण
 उत्प्लावन विधि से सान्द्रता

SO₂ ← जारण

मैल, कचरा अलग ← जारित अयस्क, क्षेपक भट्टी में

जारित द्रव्य २५% Ni-Cu

गल्य, फेरस सिलिकेट ← भास्म बेसीमर परिवर्तक ← द्रावक-शालू

बेसीमर द्रव्य
 ४०% Cu, ४०% Ni, १% Fe

ऑरफोर्ड विधि

NaHSO₄ और कोक के
 साथ निस्तप्त

ऊपरी तह

CuS
 + Na₂S

नीचे की तह

NiS [Na₂S]

चूर्णक

Na₂S ← गरम पानी

अलग

नमक के साथ निस्तप्त

CuCl₂ → गरम पानी

अलग

सोडा राख के साथ निस्तप्त

निकेल ऑक्साइड

कोक के साथ अपचायक भट्टी में

निकेल

मौरेड-विधि

CuSO₄ ← निष्कर्षक ← १५%
 अलग सल्फ्यूरिक एसिड

अपचायक स्तंभ ← “जल-गैस”
 NiO → Ni (H₂)

ऊष्मक ← CO

Ni → Ni(CO)₄ ↑

↓ CO

विभाजक

Ni(CO)₄ → Ni

निकेल

९९.८%

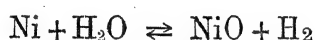
विद्युत् शोधन

अति शुद्ध निकेल

अष्टम समूह के तत्व—(१) कोबल्ट और निकेल ११०९

निकेल के गुण—निकेल धूसर श्वेत मृदु धातु है। यह तन्मय और घर्नवर्धनीय है। इसका द्रवणांक बहुत ऊँचा, 1452° , है, और घनत्व 8.8 । 340° के नीचे यह स्पष्टतः चुम्बकीय है। १ आयतन निकेल १७ आयतन हाइड्रोजन गैस का शोषण करती है।

निकेल हवा में धीरे धीरे उपचित होकर निकेल ऑक्साइड, NiO , देती है, पर यह ऑक्सीजन में शीघ्र जलती है। नाइट्रिक एसिड के योग से यह निष्क्रिय हो जाती है। रक्तताप पर यह पानी की भाप को विभक्त करती है—

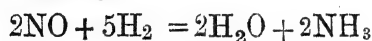


2100° पर निकेल कार्बन को घोल कर निकेल कार्बाइड, Ni_3C , बनाती है, पर ठंडे पड़ने पर यह कार्बाइड विभक्त हो जाता है।

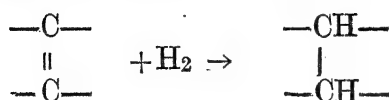
निकेल धातु क्लोरीन के योग से निकेल क्लोराइड देती है। अम्लों का इस पर सरलता से असर नहीं होता। नाइट्रिक एसिड एवं अम्लराज से शीघ्र प्रतिक्रिया करती है। गलित कॉस्टिक पोटाश के साथ भी इस पर असर नहीं होता। इन गुणों के कारण निकेल की मूषायें और चीजों के गलाने के पात्र बनाये जाते हैं।

निकेल के अति महीन चूर्ण में उत्प्रेरक गुण होते हैं, पर इस काम के लिये अति महीन निकेल को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम कर लेना चाहिये जिससे कणों के पृष्ठ पर ऑक्साइड की सूक्ष्म तह न हो। उत्प्रेरक के काम का चूर्ण बहुधा निकेल ऑक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करके बनाया जाता है।

निकेल की उपस्थिति में नाइट्रिक ऑक्साइड और हाइड्रोजन के योग से अमोनिया बनती है—



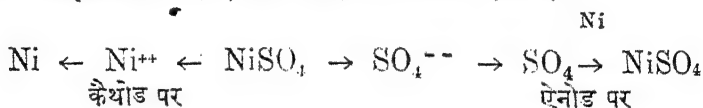
असंतृप्त हाइड्रो कार्बन हाइड्रोजन के योग से संतृप्त हो जाते हैं—



इस विधि से बिनौले आदि के तेलों का “हाइड्रोजनीकरण” किया जाता है, वे दालदा, कोकोजम, मारगरीन, आदि धी के समान पदार्थों में परिणत हो जाते हैं। इन प्रतिक्रियाओं के कारण निकेल का व्यवसाय में बहुत उपयोग है।

बिजली से धातुओं पर निकेल चढ़ाना—क्योंकि निकेल श्वेत, दृढ़ और चमकदार होती है, और हवा-पानी का इस पर असर बहुत ही कम होता है, साधारण धातुओं पर निकेल चढ़ाने की प्रथा है।

इस काम के लिये सेल में विलयन निकेल अमोनियम सल्फेट का लेते हैं। इस विलयन में १०० ग्राम निकेल सल्फेट, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, ३७५ ग्राम निकेल अमोनियम सल्फेट और ५ लीटर पानी लेते हैं। धनद्वार (ऐनोड) शुद्ध ढलवाँ निकेल के दण्ड के होते हैं। जिस पात्र पर निकेल चढ़ानी हो उसे अच्छी तरह साफ करते हैं, और विलयन में इसे कैथोड के रूप में लटकाते हैं। तापक्रम 50° के लगभग होता है। कैथोड के प्रति वर्ग डेसीमीटर क्षेत्र के हिसाब से २.५ ऐम्पीयर धारा का उपयोग होता है।



निकेल की मिश्र धातुयें—निकेल का उपयोग अनेक सिक्कों में और अन्य मिश्र धातुओं में होता है। इसकी निम्न मिश्र धातुयें प्रसिद्ध हैं—

(१) निकेल-क्रोमियम मिश्रधातु।

(२) निकेल-इस्पात (२-५% निकेल)—बन्दूक आदि बनाने के काम में।

(३) ताँबे और निकेल की मिश्र धातुयें—मोनेल धातु, निकेल-कॉसा, क्यूपो-निकेल।

(४) ताँबे, निकेल, जस्ते और चाँदी की मिश्र धातुयें—इनके सिक्के बनते हैं—दुअन्नी, चवन्नी।

(५) जर्मन सिलवर—५०% ताँबा, १०-३०% निकेल, २०-३५% जस्ता। इसके थाली आदि बर्तन बनते हैं।

ब्रिटिश सिक्कों में ५% निकेल, ५०% चाँदी, ४०% ताँबा और ५% जस्ता होता है। मोनेल धातु (Monel) में ६०% निकेल, ३३% ताँबा और ७% लोहा होता है। इसका उपयोग जहाजों के प्रोपेलर, टरबाइनों के पंख, पम्प, बॉयलर आदि बनाने में होता है। रासायनिक द्रव्यों का इस पर असर नहीं होता।

निक्रोम (Ni-chrome) तार में ६० भाग निकेल, १५ भाग लोहा, १५ भाग क्रोमियम होता है। यह बिजली की भट्टियाँ बनाने के काम आता है। यह अति ऊँचा तापक्रम सह सकता है।

कान्स्टनटन (constantan) इसमें ४०% निकेल और शेष ताँबा होता है।

रेओस्टन (rheostan)—इसमें ५२% ताँबा, १८% जस्ता, २५% निकेल और ५% लोहा होता है।

कान्स्टनटन और रेओस्टन के तारों का उपयोग बिजली की अवरोध-तार-कुंडलियाँ (coils) बनाने में होता है।

निकेल ऑक्साइड—निकेल के पाँच ऑक्साइड पाये जाते हैं—

निकेलस ऑक्साइड...Ni O

निकेलो-निकेलिक ऑक्साइड...Ni₃ O₄

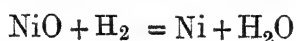
निकेल द्विऑक्साइड...Ni O₂

निकेल सेस्क्विऑक्साइड...Ni₂ O₃

निकेल सुपेरोक्साइड...Ni O₄

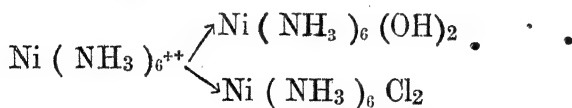
निकेलस ऑक्साइड, Ni O—यह निकेल की भाप में रक्तताप तक गरम करने पर बनता है। निकेलस लवण में कार्बिक सोडा छोड़ने पर जो निकेलस हाइड्रॉक्साइड, Ni (OH)₂, हरे रंग का अवक्षिप्त होता है, उसे गरम करने पर भी निकेलस ऑक्साइड बनता है।

शुद्ध निकेलस ऑक्साइड हरा होता है, और गरम किये जाने पर परिवर्तित नहीं होता। यदि २००° तापक्रम पर इस पर हाइड्रोजन या कार्बन एकऑक्साइड प्रवाहित किया जाय तो यह निकेल धातु देता है—



यह भास्म ऑक्साइड है। अम्लों के योग के निकेलस क्लोराइड देता है।

निकेलस हाइड्रॉक्साइड अमोनिया में घुल कर लवेंडर-नील रंग का विलयन देता है। इसमें Ni (NH₃)₆⁺⁺ आयन होती है। यह भी भास्म प्रकृति की है और ऐसिडों के योग से लवण देती है—



कुछ विलयनों में Ni (NH₃)₄⁺⁺ आयन भी होती है जिसके लवण Ni (NH₃)₄·SO₄·H₂O प्रकार के होते हैं।

निकेलो-निकेलिक ऑक्साइड, Ni₃ O₄— यह भी ज्ञात है।

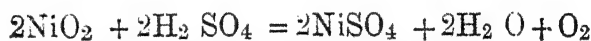
निकेल द्विआक्साइड, NiO_2 — निकेल लवण के क्षारीय विलयन में सोडियम हाइपोक्लोराइट डालने पर एक काला हाइड्रेट, $\text{NiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, प्राप्त होता है—



यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से निकेलस क्लोराइड और क्लोरीन देता है—

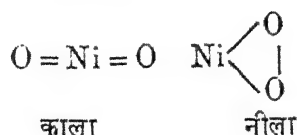


सलफ्यूरिक एसिड के योग से यह निकेलस सल्फेट और ऑक्सीजन देता है—



निकेल क्लोराइड और हाइड्रोजन परीक्साइड के मिश्रण को यदि -40° तक ठंढा कर लें, और फिर इसमें कॉस्टिक पोटाश का ठंढा किया हुआ ऐल-कोहलीय विलयन छोड़ें, तो भी हरे रंग का हाइड्रेटित परीक्साइड मिलता है, जो $\text{NiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ या $\text{NiO} \cdot \text{H}_2\text{O}_2$ है। एसिडों के योग से यह हाइड्रोजन परीक्साइड देता है।

काले और हरे द्विआक्साइडों को निम्न सूत्र से चित्रित करते हैं—



निकेल सुपरौक्साइड, NiO_4 — यह निकेल लवण के क्षारीय विलयन के विद्युत् विच्छेदन से मिलता है।

निकेल सेस्क आक्साइड, Ni_2O_3 — निकेल नाइट्रेट को धीरे धीरे गरम करने पर यह बनता है। अधिक तपाने पर निकेलस आक्साइड बनेगा।

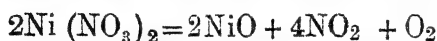
निकेल कार्बोनेट, $\text{NiCO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —यदि सोडियम बाइकार्बोनेट के विलयन को कार्बन द्विआक्साइड से संतृप्त रक्खा जाय और फिर इसमें निकेल सल्फेट का विलयन छोड़ें, तो निकेल कार्बोनेट के हरे मणिम प्राप्त होंगे।

यदि निकेल लवण के विलयन में सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ें तो भास्म निकेल कार्बोनेट, NiCO_3 , न $\text{Ni}(\text{OH})_2$ का अवक्षेप आता है।

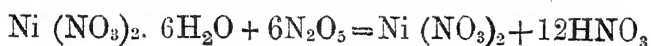
निकेल कार्बोनेट, या भास्म कार्बोनेट को गरम करने पर निकेल आक्साइड रह जाता है।

निकेल नाइट्रेट, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — निकेल धातु नाइट्रिक एसिड में शीघ्र घुल जाती है। विलयन के मणिभीकरण पर निकेल नाइट्रेट के मणिभ प्राप्त होते हैं। १०० ग्राम पानी में २०° पर ५० ग्राम के लगभग निकेल नाइट्रेट घुलता है।

निकेल नाइट्रेट के मणिभों को गरम करने पर पहले तो मणिभीकरण का कुछ पानी निकलता है। पर सब पानी निकलने के पूर्व ही इसका विभाजन आरम्भ हो जाता है, और अन्त में निकेल ऑक्साइड रह जाता है—



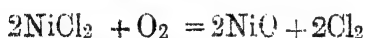
अतः सीधे गरम करके निर्जल निकेल नाइट्रेट नहीं बना सकते। पर यदि हाइड्रेटित लवण पर नाइट्रोजन पंचौक्साइड का योग किया जाय तो निर्जल लवण मिलेगा—



निकेल क्लोराइड, $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ —निकेल के महीन चूर्ण पर क्लोरीन की प्रतिक्रिया करने पर निर्जल निकेल क्लोराइड मिलता है।

निकेल धातु को अम्लराज के साथ गरम करने पर जो विलयन मिलता है, उसके मणिभीकरण पर निकेल क्लोराइड षट् हाइड्रेट के मणिभ मिलते हैं। इन मणिभों को गरम करके भी निर्जल क्लोराइड प्राप्त कर सकते हैं। निकेल क्लोराइड पानी में अच्छी तरह विलेय है—१०० ग्राम पानी में २०° पर ३६.१ ग्राम निर्जल लवण घुलता है।

हवा में जारों से गरम करने पर निकेल क्लोराइड विभक्त होकर ऑक्साइड और क्लोरीन देता है—



निर्जल क्लोराइड अमोनिया के योग से एक अस्थायी यौगिक, $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, देता है।

निकेल क्लोराइड अमोनियम क्लोराइड के साथ द्विगुण लवण, $\text{NiCl}_2 \cdot \text{NH}_4\text{Cl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, बनाता है।

निकेल सल्फेट, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ —निकेल नाइट्रेट लवण को साम्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के साथ गरम करने पर निकेल सल्फेट प्राप्त होता है। इसके विलयन के मणिभीकरण से बहुधा सतहाइड्रेट मणिभ, २०° शां १४०

$\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, प्राप्त होते हैं जो हरे हैं। ये एन्सम लवण के समाकृतिक हैं। पर इसका घट्ट हाइड्रेट, $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ भी प्राप्त है, जो नीला है। निर्जल सल्फेट पीला होता है।

निकेल सल्फेट को तपाने पर निकेल ऑक्साइड एवं गन्धक त्रिऑक्साइड प्राप्त होता है।

निकेल सल्फेट अमोनिया गैस के योग से $\text{Ni}(\text{NH}_3)_6\text{SO}_4$ यौगिक देता है।

यदि निर्जल निकेल सल्फेट को सान्द्र अमोनिया विलयन में भोला जाय तो एक अस्थायी नीला यौगिक बनता है जो क्वथामोनियम सल्फेट के समान निकेलामोनियम सल्फेट, $\text{Ni}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, है।

निकेल सल्फेट अमोनियम सल्फेट के साथ एक स्थायी द्विगुण लवण भी बनाता है जिसे निकेल-अमोनियम सल्फेट, $\text{NiSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, कहते हैं। यह पहले कहे गये निकेलामोनियम सल्फेट नामक संकीर्ण यौगिक से भिन्न है।

निकेल सल्फाइड, NiS —कोबाल्ट सल्फाइड के समान अमोनियम सल्फाइड के योग से (अथवा अमोनियम विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करके) काँसा निकेल सल्फाइड अवक्षिप्त होता है।

यह तीन प्रकार का होता है—

- (१) ऐलफा-निकेल सल्फाइड, जो अम्लों में शीघ्र घुलता है।
- (२) बीटा-निकेल सल्फाइड, जो विशेष सान्द्रता के ऐसिड (2N HCl) में घुलता है।
- (३) गामा निकेल सल्फाइड, जो अम्लों में विलेय नहीं है।

ताजा निकेल सल्फाइड बहुत कुछ ऐलफा-जाति का है, पर यह शीघ्र गामा-जाति में परिणत हो जाता है।

इस आधार पर हम समझ सकते हैं कि यद्यपि निकेल सल्फाइड आम्ल विलयनों में हाइड्रोजन सल्फाइड के प्रवाह से अवक्षिप्त नहीं होता, तथापि एक बार क्षारीय विलयन में अवक्षिप्त होने पर यह फिर बार ऐलफा-जाति ऐसिड में नहीं घुलती। अवक्षेप को उबाल लिया जाय, तो यह अम्ल में शीघ्र अविलेय हो जाता है।

अष्टम समूह के तत्त्व—(१) कोबल्ट और निकेल १११५

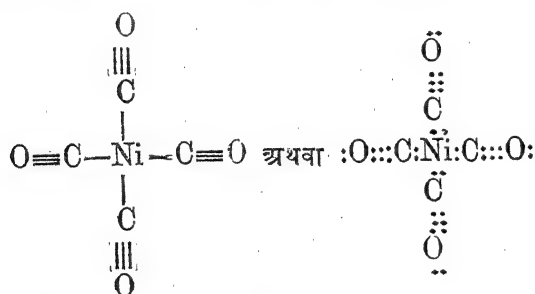
निकेल के कई सल्फाइड, Ni_2S_3 , Ni_3S_4 , NiS_2 , NiS_3 , भी पाये जाते हैं।

निकेल कार्बोनिल—लोहे और कोबल्ट के समान निकेल धातु कार्बन एक्वाइड के साथ कार्बोनिल यौगिक देती है। निकेल आक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में 400° तक गरम करने पर निकेल धातु मिलती है। यह $30^\circ-40^\circ$ पर कार्बनिक एक्वाइड के योग से निकेल चतुःकार्बोनिल, $Ni(CO)_4$, देती है। यह नीरंग विषैला द्रव है जिसका ब्बथनांक 43° है। गरम करने पर यह विभक्त होकर निकेल धातु देता है।

निकेल धातु के बनाने की प्रक्रिया में मौड-विधि का उल्लेख किया जा चुका है।

$Ni(CO)_4$ अणु में Ni^{++} के बाह्यतम कक्ष में कोई ऋणाणु नहीं है। कार्बन के बाह्यतम कक्ष में ४, और ऑक्सीजन के बाह्यतम कक्ष में ६ ऋणाणु हैं। अतः $Ni(CO)_4$ में ऋणाणुओं की संख्या $= 0 + (4 + 6) \times 4 = 40$ । कुल ६ परमाणु हैं। अतः प्रत्येक के पूरे अष्टक के लिये सब ऋणाणुओं का योग $= 4 \times 4 = 16$ । अतः संयोज्य बन्धनों की संख्या $= \frac{1}{2}(40 - 16) = 12$ ।

इस प्रकार निकेल कार्बोनिल का संगठन निम्न हुआ—



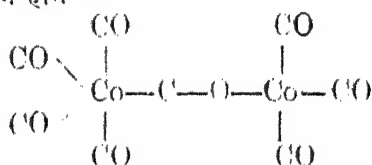
इसे इस प्रकार भी समझ सकते हैं—

कार्बन एक्वाइड $:C:::O:$ किसी भी धातु के एक परमाणु को २ ऋणाणु दे सकता है। निकेल परमाणु में २८ ऋणाणु हैं। क्रिप्टन में ३६ ऋणाणु हैं। इस स्थायी संगठन तक पहुँचने के लिये निकेल को $36 - 28 = 8$ ऋणाणु और चाहिये। यह ८ ऋणाणु स्पष्टतः कार्बन एक्वाइड के चार अणुओं से प्राप्त हो सकते हैं, जैसा कि उपर्युक्त संगठन में चित्रित है।

लोहे की परमाणु संख्या २६ है। अतः क्रिप्टन तक पहुँचने के लिये इसे १० ऋणाणु (३६—२६) चाहिये। अतः इसके एक परमाणु से पाँच कार्बन एकोक्साइड संयुक्त होंगे— $\text{Fe}(\text{CO})_5$ ।

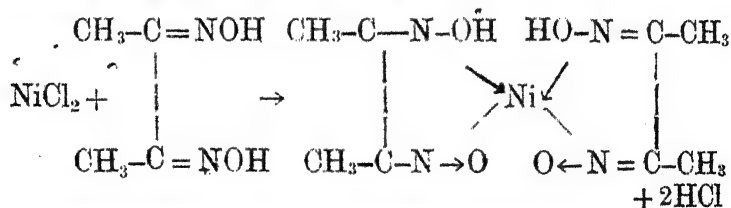
क्रोमियम की परमाणु संख्या २४ है, अतः क्रिप्टन तक पहुँचने के लिये इसे ३६—२४=१२ ऋणाणु चाहिये। अतः क्रोमियम कार्बोनिल $\text{Cr}(\text{CO})_6$ हुआ।

अब कोबल्ट कार्बोनिल $\text{Co}_2(\text{CO})_8$ को लें। कोबल्ट की परमाणु संख्या २७ है। दो कोबल्टों में इस प्रकार ५४ ऋणाणु होंगे। दो क्रिप्टन परमाणुओं के लिये ७२ ऋणाणु चाहिये, अर्थात् क्रिप्टन रचना तक दोनों को पहुँचने के लिए ७२—५४=१८ चाहिये, पर यदि दोनों क्रिप्टन परमाणु साथ साथ जुड़े हों तो १६। इसका अर्थ है, कि ८ कार्बन एकोक्साइड इसके कार्बोनिल में होंगे—



कोबल्ट और निकेल को अलग अलग करना—प्रयोग रसायन में कोबल्ट और निकेल में (१) पोटैसियम नाइट्राइट से, (२) पोटैसियम सायनाइड से, (३) सोडियम बाइकार्बोनेट और ब्रोमीन जल (पालित-परीक्षण) से, (४) वारेख मणि बना कर और (५) द्विमेथिल ग्लाइऑक्ज़ाइम से भेद कर सकते हैं—

द्विमेथिल ग्लाइऑक्ज़ाइम—निकेल लवणों के शिथिल या क्षारीय विलयनों में द्विमेथिल ग्लाइऑक्ज़ाइम डालने पर लाल सिंदूरी रंग का अवक्षेप आता है। निम्न यौगिक बनता है—



पालित परीक्षण—कोबल्ट और निकेल सल्फाइडों को सान्द्र हाइड्रो-

क्लोरिक ऐसिड और पोटैसियम क्लोरेट (२ - ४ रवे) के मिश्रण में गरम करके धोलो । अब विलयन को छान कर प्याली में उड़ा कर सुखा लो । सूखे क्लोराइडों को पानी में धोल कर सोडियम बाइकार्बोनेट आधिक्य में डालो । सोडियम कोबल्टोकार्बोनेट का गुलाबी अवक्षेप आवेगा जो ब्रोमीन जल मिलाने पर सेब के समान हरा रंग देगा ।

विलयन को गरम करो । अगर केवल कोबल्ट है, तो हरे रंग में परिवर्तन न होगा । पर यदि विलयन काला पड़ जाय (काला दर्पण आवे) तो समझना चाहिये कि निकेल भी उपस्थित है । निकेल लवण सोडियम बाइकार्बोनेट के साथ निकेल भास्म कार्बोनेट देता है जो ब्रोमीन के साथ गरम करने पर काला निकेल ऑक्साइड देता है ।

पोटैसियम सायनाइड के साथ प्रयोग—निकेल और कोबल्ट के मिश्रित सलफाइडों को सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और पोटैसियम क्लोरेट के साथ गरम करके धोलो । विलयन को सुखा लो । अब पानी में धोल कर इसमें पोटैसियम सायनाइड का विलयन डालो । सायनाइड के आधिक्य में यह पोटैसियम कोबल्टोसायनाइड, $K_4Co(CN)_6$, देगा जो विलयन में रहेगा । यह और गरम करने पर पोटैसियम कोबल्टसायनाइड, $K_3Co(CN)_6$, हो जायगा ।

इसी परिस्थिति में निकेल केवल लाल द्विगुण लवण, $Ni(CN)_2 \cdot 2KCN$ या $K_2Ni(CN)_4 \cdot H_2O$ देता है । यह ऐसिडों के योग से साधारण लवण बन जाता है । और कास्टिक सोडा के साथ गरम होने पर निकेल ऑक्साइड का काला अवक्षेप देता है ।

पोटैसियम नाइट्राइट से प्रयोग—पोटैसियम नाइट्राइट ऐसीटिक ऐसिड माध्यम में कोबल्ट लवण के साथ पीला अवक्षेप पोटैसियम कोबल्ट-नाइट्राइट, $K_3Co(NO_2)_6$, का देता है ।

निकेल के लवण इस परिस्थिति में केवल विलेय द्विगुण लवण, $Ni(NO_2)_2 \cdot 4KNO_2$ देते हैं ।

बोरेक्स फुल्लिका से प्रयोग—कोबल्ट लवण बोरेक्स फुल्लिका के साथ गलाने पर नीले रंग की फुल्लिका देते हैं, पर निकेल के लवण अपचायक ज्वाला में धूसर रंग की फुल्लिका और उपचायक ज्वाला में गरम होने पर वैजनी रंग की, पर ठंडे पड़ने पर भूरे रंग की फुल्लिका देते हैं ।

प्रश्न

१. कोबाल्ट के कौन से अयस्क प्राप्त हैं और इनसे कोबाल्ट धातु कैसे तैयार करते हैं ?
२. कोबाल्ट लवणों की पहिचान कैसे की जाती है ? इस संबंध में साय-नाइड परीक्षण, पालित परीक्षण और बोरेक्स फुल्लिका परीक्षण दो।
३. सोडियम कोबाल्ट-नाइट्राइट क्या है ? इसका प्रयोग क्या है ?
४. कोबाल्ट सल्फाइड और निकेल सल्फाइड में क्या अन्तर है ? दोनों के मिश्रणों की पहिचान कैसे करोगे ?
५. निकेल कार्बोनिल क्या है ? मौल्य विधि में इसका क्या उपयोग है ?
६. निकेल और ताम्र लवणों की तुलना करो।
७. निकेल के अयस्क से निकेल धातु कैसे तैयार करोगे ? इससे वही प्रमुख मिश्रधातुयें कौन कौन सी हैं ?
८. कोबाल्टिंग पर सूक्ष्म लेख लिखो।

अध्याय २६

अष्टम समूह के तत्त्व—(३) प्लैटिनम वर्ग

[Platinum Group]

भारत के प्राचीन इतिहास में तो प्लैटिनम का उल्लेख नहीं आता, पर अन्य देशों में इसका इतिहास बहुत पुराना है। बर्थेलो (Berthelot) ने एक ऐसी मिश्रधातु का उल्लेख किया है जो प्लैटिनम, स्वर्ण और इरीडियम की बनी हुई थी और जो ईसा से ७ शताब्दी पूर्व थीबीज़ (Thebes) के चित्राचरों में प्रयुक्त हुई थी। सन् १६०० के निकट जूलियस स्केलिंगर (J. Scalinger) ने एक अगल्य श्वेत धातु का उल्लेख किया। सन् १७४१ में चार्ल्स वुड (Wood) नामक खनिजवेत्ता इंग्लैंड में पहली बार इस विचित्र धातु को ले गया, वहाँ इसके विवरण को पढ़ कर इंग्लैंडवासियों का ध्यान इस ओर आकर्षित हुआ। साधारणतः इस नये धुन में प्लैटिनम के आविष्कार का श्रेय कोई तो उल्लोआ (Ulloa) को देते हैं, जो स्पेन का माही था और जिसने दक्षिणी अमरीका में सन् १७३५ में एक ऐसी धातु पायी थी जो गलायी न जा सकी। ब्राउनरिंग (Brownrig) ने भी १७५० में इस धातु की अच्छी व्याख्या की थी। उल्लोआ, वुड, या ब्राउनरिंग किसी को भी इस प्रकार इसका “आविष्कारक” कहा जा सकता है।

ऐसा प्रतीत है कि प्लैटिनम सबसे पहले सन् १७५८ में गलाया जा सका, और १७७२ में पीट कर इसका पत्र खींच कर इसका तार बनाया जा सका। फिलाडेलफिया के रावर्ट हेयर (Hare) ने १८१० के लगभग “नल-धौंकनी” (blowpipe) का आविष्कार किया, और ऑक्स-हाइड्रोजन ज्वाला का उपयोग किया। इसकी सहायता से प्लैटिनम का गलाना सरल हो गया। सन् १८५६ में डेब्रे (Debrey) और डेविल (Deville) ने प्लैटिनम गलाने में चूने की सूषा का उपयोग किया।

इन दिनों प्लैटिनम वर्ग का केवल एक तत्त्व ही ज्ञात था, और यह प्लैटिनम दक्षिणी अमरीका से आता था। स्पेन के राज्य ने प्लैटिनम के देश में प्रवेश होने पर प्रतिबन्ध लगा दिया, क्योंकि लोग इसे सोने के सिक्कों में मिला देते थे। प्लैटिनम वर्ग का दूसरा तत्त्व सन् १८०३ में पता लगा। सन् १८१६ में थूराल पर्वतों में प्लैटिनम का पता चला। सन् १८२८ में रूस में प्लैटिनम के सिक्के बनने लगे, पर सन् १८४६ में इन सिक्कों का चलन बन्द कर दिया गया। उन दिनों प्लैटिनम का मूल्य बहुत कम था—इतना कम कि चाँदी के सिक्कों में इनकी मिलावट की जाती थी।

सन् १८०४ में रसायनज्ञों ने प्लैटिनम अयस्क धोलने पर जो काली मिट्टी बचती थी, उसकी परीक्षा आरंभ की। इसी वर्ष टेनेण्ट (Tennant) ने इसमें से दो तत्त्व प्राप्त किये। एक का नाम उसने “इरीडियम” रक्खा (इन्द्रधनुषी तत्त्व) क्योंकि यह अम्लों में घुल कर कई प्रकार के रंग देता था। दूसरे का नाम उसने “ऑसमियम” रक्खा (ग्रीक भाषा में इसका अर्थ वास या गन्ध है) क्योंकि इसके ऑक्साइड में विचित्र गन्ध थी।

ऑसमियम के आविष्कार के कुछ दिनों बाद ही वुल्लेस्टन (Wollaston) ने ओमानियम क्लोराइड द्वारा प्लैटिनम तत्त्व अवक्षिप्त करने के अनन्तर जो मातृद्रव बचा उसमें से एक नये तत्त्व की घोषणा की। इसका नाम “रोडियम” (गुलाबी) रक्खा, क्योंकि इसके लवणों के विलयन गुलाबी रंग के थे। वुल्लेस्टन ने प्लैटिनम तत्त्व के शोधन के समय सन् १८०३ में एक और तत्त्व पाया जिसका नाम उसने “पैलेडियम” रक्खा, इसे नये प्रकार की चाँदी समझा गया था। कोई इसे प्लैटिनम और पारे से युक्त संरस समझते थे। सन् १८०२ में एक उपग्रह “पैलेस” का पता चला था। पैलेडियम तत्त्व का नाम इसी उपग्रह के नाम पर रक्खा गया।

सन् १८२८ में ओसान (Osann) ने प्लैटिनम अयस्क में से एक और तत्त्व पाया। इसका नाम उसने रूस के ही दूसरे नाम रुथेनिया पर “रुथेनियम” रक्खा। संभवतः ओसान का घोषित यह तत्त्व तत्त्व न था संभवतः कुछ तत्त्वों का मिश्रण रहा हो। पर सन् १८४५ में क्लॉस (Claus) ने वैसे ही अयस्कों में से निश्चयपूर्वक एक तत्त्व प्राप्त किया। इसका नाम उसने रुथेनियम ही दिया।

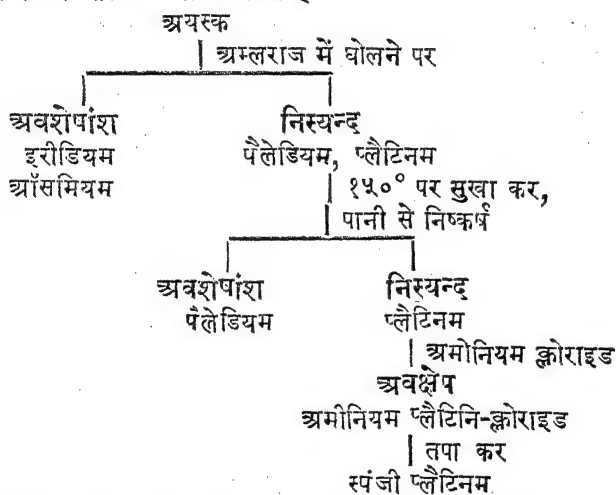
प्लैटिनम अयस्क—स्वर्ण के समान प्लैटिनम भी निष्क्रिय तत्त्व है, और यह मुक्तावस्था में प्रकृति में पाया जाता है। जिन अयस्कों में यह मुक्तावस्था में मिलता है, उनमें थोड़ा सा सोना, चाँदी, ताँबा, लोहा और निकेल भी मिले रहते हैं। प्लैटिनम वर्ग के तत्त्व दक्षिणी अमरीका, यूराल पर्वत, न्यू साउथवेल्स और उत्तरी कैलिफोर्निया की तटस्थ बालू में पाये जाते हैं। प्रकृति में इरिडोस्मिन (ऑसमियम + इरीडियम) मिश्रधातु और कहीं कहीं प्लैटिनम-इरीडियम मिश्रधातु भी पायी जाती हैं। कुछ निकेल के अयस्कों में (पेंटलैण्डाइट) और ताम्र अयस्कों (टेदाहेडाइट) में भी यह तत्त्व पाये जाते हैं। कुछ अयस्कों में प्लैटिनम यौगिक भी कुछ मिलते हैं जैसे स्पेरिलाइट (Sperrylite), जो $PtAs_2$ है, लोराइट, RuS_2 है; कूपराइट $Pt(AsS)_2$ है।

अयस्कों में से प्लैटिनम तत्त्वों की प्राप्ति—प्लैटिनम तत्त्व काँकी भारी होते हैं। (घनत्व १४-१६)। ये अचुम्बकीय हैं, अतः पहले तो कई बार पानी के साथ खलबलाने पर यह नीचे बैठ जाते हैं। चुम्बकीय क्षेत्र के प्रभाव से लोहा और निकेल दूर कर दिये जाते हैं। यदि इनमें स्वर्ण मिला

हो, तो पारे के साथ संरस बना कर इसे अलग कर देते हैं। सल्फाइड अयस्क के सान्द्रीकरण में उत्प्लावन विधि का भी उपयोग करते हैं।

इतना करने के अनन्तर प्लैटिनम वर्ग के तत्वों को आपस में अलग करना है। इसकी दो विधियाँ हैं—विलयन विधि और शुष्क विधि।

विलयन विधि—अयस्क को अम्लराज में घोलते हैं। अविलेय भाग में आँसमियम-इरीडियम, बालू और ग्रेफाइट रहते हैं। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक एसिड के आधिक्य की उपस्थिति में विलयन को सुखाते हैं। अब शेषांश को 150° तक गरम करके नाइट्रिक एसिड निकाल देते हैं। ऐसा करने पर पैलेडियम पैलेडस अवस्था में परिवर्तित हो जाता है। अब शेषांश को पानी से खलभलाते हैं। विलयन में अमोनियम क्लोराइड का संतृप्त विलयन छोड़ने पर अमोनियम प्लैटिनि-क्लोराइड अवक्षिप्त हो जाता है। इसे छान, धो और तपा कर स्पंजी प्लैटिनम प्राप्त करते हैं।



शुष्क विधि—(डेविल-डेब्रे विधि) Deville's method—कच्ची धातु को क्षेपक भट्टी में गेलीना (PbS) और लिथार्ज (PbO) के साथ तपाते हैं। ऐसा करने पर सीसा धातु द्रवावस्था में मिलती है जिसमें प्लैटिनम धातु घुल कर मिश्र-धातुयें बनाती हैं। इरीडोस्मिन (इरीडियम-आँसमियम) घुलती नहीं, तलैटी में बँध जाती है। इसे अलग कर लेते हैं। प्लैटिनम-सीसा मिश्रधातु को खर्पर-विधि से प्रतिकृत करके प्लैटिनम अलग कर लेते हैं। इस प्रकार प्राप्त प्लैटिनम को फिर अम्लराज में घोलते हैं। फिर अमोनियम क्लोराइड से अवक्षिप्त करते हैं और अन्त में अवक्षेप को तपा कर विलयन विधि के समान स्पंजी प्लैटिनम प्राप्त कर लेते हैं।

• प्लैटिनम वर्ग के तत्त्वों की पहिचान—यहाँ यह तो संभव नहीं है कि प्लैटिनम वर्ग के सभी तत्त्वों के पृथक्करण की विस्तृत विधि दी जा सके। नीचे की सारणी में कुछ तत्त्वों की पहिचान करने की विधि देते हैं—हम इन तत्त्वों के क्लोराइड मिश्रण से आरंभ करेंगे।

क्लोराइडों के विलयन को आम्ल करते हैं, फिर गरम करके H_2S से संतृप्त करते हैं। जो अवक्षेप आवे, उसे छान कर, धो कर पीले अमोनियम सल्फाइड से प्रभावित करते हैं।

छानने पर—

अवशेषांश—इसमें Ru, Rh, Pd और Os के सल्फाइड हैं। इन्हें $KOH + KClO_3$ के साथ गलाते हैं। पानी से निष्कर्ष करने पर—

अवशेषांश—हाइड्रोजन के प्रवाह में तपाते हैं, HNO_3 से निष्कर्ष करते हैं। अविलेय भाग में Rh या Pd होते हैं। अम्लराज छोड़ने पर—

अव-शेषांश—Rh (रोडियम)

विलयन-उड़ा कर सुखाते हैं। पानी में घोलने पर Na_2CO_3 से शिथिल करते और $Hg(CN)_2$ का विलयन डालते हैं। श्वेत अवक्षेप $Pd(CN)_2$ का आता है। (पैलेडियम)

निस्यन्द—Ru और Os इसे नाइट्रिक एसिड से शिथिल करके छानते हैं।

अवक्षेप

काला। यह Ru का आक्साइड

है। (रूथेनियम) शील OsO_4 प्राप्त होता है।

निस्यन्द

नाइट्रिक एसिड के साथ स्रवित करने पर वाष्प-शील OsO_4 प्राप्त होता है।

(ऑसमियम)

निस्यन्द—इसमें As, Sb, Sn, Pt, Ir, Au होते हैं। हाइड्रोक्लोरिक एसिड से आम्ल करके अवक्षिप्त सल्फाइडों को Na_2CO_3 और $NaNO_3$ के साथ गलाते हैं। पानी से निष्कर्ष करके As अलग कर देते हैं (आस-नेट बुलता है)। Zn और HCl से अपचित करके, HCl के साथ उबालते हैं। Sn निकल जाता है। धोकर नाइट्रिक और टारटरेरिक एसिड के साथ Sb अलग करते हैं। शेषांश को तपाते हैं जिससे Ir अविलेय हो जाता है। हलके अम्लराज का योग करते हैं।

अवशेषांश—Ir (इरीडियम)

निस्यन्द—अधिक अमोनियम क्लोराइड डाल कर वाष्प-ऊष्मक पर सुखाते हैं। एलकोहल मिला कर छानते हैं।

अवशेषांश—Pt (प्लैटिनम)

निस्यन्द— $FeSO_4$ छोड़ने पर अविलेय—Au (स्वर्ण)

प्लैटिनम वर्ग की धातुओं के गुण—नीचे की सारणी में कुछ भौतिक गुण दिये जाते हैं।

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु-भार	द्रवणांक	कथनांक	घनत्व	आवेशनिक ताप
४४	रुथेनियम	Ru	१०१.७	२४५०°	३५२०°	१२.१०	०.०६११
४५	रोडियम	Rh	१०२.९१	१६६६°	२५००°	१२.४०	०.०५८
४६	पैलेडियम	Pd	१०६.७	१५५३°	२२००°	१२.१	०.०५५५
७६	ऑसमियम	Os	१९०.२	२७००°	५३००°	२२.५०	०.०३१२
७७	इरीडियम	Ir	१९३.१	२४४०°	४४००°	२२.४२१	०.०३२३
७८	प्लैटिनम	Pt	१९५.२३	१७७३.५°	४३००°	२१.४०	०.०३१६

इस वर्ग की समस्त धातुयें श्वेत हैं, और हवा में इन पर जंग नहीं लगता। ये सभी धातुयें महीन चूर्ण की अवस्था में अथवा श्लैष (कोलायडीय) अवस्था में अच्छी उत्प्रेरक हैं। अम्लराज में रोडियम और इरीडियम नहीं घुलता। रुथेनियम धीरे धीरे घुलता है। शेष तीनों घुल जाते हैं। ऑसमियम घुल कर OsO_4 देता है जो वाष्पशील यौगिक है।

अकैले नाइट्रिक एसिड में केवल पैलेडियम घुलता है (जो चाँदी के समान है)। इस वर्ग के तत्त्वों में केवल पैलेडियम ही सल्फ्यूरिक एसिड में घुलता है (धीरे धीरे घुल कर पैलेडस सल्फेट, $PdSO_4$, बनता है)।

पोटैसियम नाइट्रेट और कॉस्टिक पोटाश के मिश्रण के साथ गलाने पर रुथेनियम तो हरा विलेय पदार्थ, पोटैसियम रुथेनेट, K_2RuO_4 , देता है, ऑसमियम विलेय पोटैसियम ऑसमेट, K_2OsO_4 , देता है। इरीडियम विलेय और अविलेय दोनों प्रकार के इरेडेट देता है। रोडियम और पैलेडियम केवल उपचित हो जाते हैं। प्लैटिनम पर थोड़ा सा प्रभाव पड़ता है।

लोहे, रुथेनियम और ऑसमियम की समानतायें—अष्टम समूह में ये तीनों तत्त्व एक ही सीध में हैं। अतः इनमें बहुत कुछ समानतायें भी हैं। इन तीनों तत्त्वों के द्विक्लोराइड, Cl_2 , और त्रिक्लोराइड, Cl_3 , बनते हैं। यद्यपि लोहा संकीर्ण क्लोरो-यौगिक नहीं बनाता (यद्यपि $FeCl_3 \cdot KCl$ को $KFeCl_4$ मान सकते हैं) पर रुथेनियम से क्लोरोरुथेनाइट, K_2RuCl_5 , और ऑसमियम से क्लोरोऑसमाइट, K_2OsCl_6 , और क्लोरोऑसमेट,

$K_4O_8Cl_6$, भी पाये जाते हैं। तीनों धातुओं में केवल ध O_3 जाति के ऑक्साइड की समानता है। फेरोसायनाइड के समान रूथेनोसायनाइड, $K_4Ru(CN)_6$ और ऑसमोसायनाइड, $K_4Os(CN)_6$ भी मिलते हैं। ये तीनों समाकृतिक हैं। पर फेरिसायनाइड के समाकृतिक यौगिक रूथेनियम और ऑसमिरियम के नहीं पाये जाते।

कोबल्ट, रोडियम, और इरीडियम की समानतायें—ये तीनों तत्त्व एक सीध में हैं। कोबल्ट के स्थायी लवणों में इसकी संयोज्यता २ है, केवल कोबल्ट-नाइट्राइट और कोबल्ट-सायनाइड में संयोज्यता ३ है। पर रोडियम और इरीडियम के यौगिकों में संयोज्यता ३ है (जैसे क्लोराइड $CoCl_3$, $RhCl_3$ और $IrCl_3$) इनके द्विगुण हैलाइड ध $RhCl_6$ और ध $IrCl_6$ है। कोबल्ट के कुछ द्विगुण हैलाइड Na_2CoH_8 और Li_2CoCl_4 हैं। तीनों तत्त्वों के सेक्सिऑक्साइड, ध O_3 , और ट्रािऑक्साइड, ध O_2 , पाये जाते हैं, यद्यपि एकऑक्साइड केवल कोबल्ट का ज्ञात है। ट्रािऑक्साइड की प्रकृति कुछ आम्ल है जिससे कोबल्टाइट, रोडाइट और इरीडाइट यौगिक भी बनते हैं। तीनों के सरल सल्फेट, ध SO_4 के जाति के और फिटकरियाँ, K_3SO_4 , ध $(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, रूप की प्राप्त हैं। द्विगुण सायनाइड, K_5 ध $(CN)_6$ रूप के भी ज्ञात हैं, पर केवल कोबल्ट का कोबल्टोसायनाइड, $K_4Co(CN)_6$ भी मिलता है। तीनों के संकीर्ण नाइट्राइट, K_3 ध $(NO_2)_6$ भी मिलते हैं—कोबल्टनाइट्राइट, रोडिनाइट्राइट और इरीडिनाइट्राइट। पोटैसियम कोबल्ट- , और रोडि-नाइट्राइट अविलेय हैं।

निकेल, पैलेडियम और प्लैटिनम में समानतायें—ये तीनों तत्त्व क्रमशः ताम्र, रजत और स्वर्ण से भी मिलते जुलते हैं। निकेल और प्लैटिनम धातुयें साधारण तापक्रम पर ही हाइड्रोजन का शोषण करती हैं। पर शोषण का यह गुण पैलेडियम में तो सबसे अधिक है—यह अपने आयतन का ८५० गुना आयतन हाइड्रोजन शोषण करता है। तीनों धातुओं के ट्रिक्लोराइड, ध Cl_3 , ज्ञात हैं, पैलेडियम और प्लैटिनम के द्विगुण क्लोराइड, ध Cl_4 , भी पाये जाते हैं, पर निकेल के नहीं। पैलेडियम और प्लैटिनम के त्रिक्लोराइड और द्विगुण लवण, जैसे ध Cl_2 और ध Cl_6 भी पाये जाते हैं। पर निकेल के ऐसे यौगिक नहीं बनते।

ये तीनों तत्त्व ध O और ध O_2 रूप के ऑक्साइड देते हैं। निकेल और प्लैटिनम के ध O_4 ऑक्साइड भी होते हैं, पर केवल प्लैटिनम का सेक्सि-

ऑक्साइड, Pt_2O_3 , पाया जाता है। ये तीनों धातुयें अति महीन धूर्ण होने पर कार्बन एक्साइड गैस शोषित करती हैं, पर तीनों में केवल निकेल का कार्बोनील यौगिक बनता है। ये तीनों धातुयें द्विगुण सायनाइड K_2 घ (CN) $_4$, के रूप का देती हैं। निकेल और पैलेडियम लवण द्विमैथिल ग्लाइऑक्ज़ाइम से अवक्षेप देते हैं पर प्लैटिनम का अवक्षेप उबालने पर ही, और वह भी अपूर्ण आता है।

रुथेनियम

[Ruthenium]

दक्षिणी अफ्रीका में जो ऑसमिरीडियम (Osmiridium) पाया जाता है। उसमें १५.५ प्रतिशत रुथेनियम भी होता है। इसमें से रुथेनियम पृथक् किया जाता है। यह देखने में प्लैटिनम सा लगता है, पर उसकी अपेक्षा अधिक कठोर और भंगुर है। ऑसमियम को छोड़ कर शेष सभी धातुओं की अपेक्षा यह अधिक अगल्य है। यह २.३° के (Kelvin) तापक्रम के नीचे अतिचालक (Superconductor) है, इस तापक्रम के नीचे इसकी अवरोधता शून्य हो जाती है। यह हाइड्रोजन का शोषण करता है।

रुथेनियम लवणों पर अपचायक पदार्थों के योग से श्लैष (कोलायडीय) रुथेनियम बना सकते हैं। अमोनियम क्लोररुथेनेट को तपाने पर रुथेनियम स्पंज तैयार होता है। रुथेनियम-यशद मिश्र धातु को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर विस्फोटक रुथेनियम तैयार होता है। हवा के प्रभाव में यह विस्फोटक है। बुन्सन का कहना है कि यह साधारण रुथेनियम का अस्थायी रूपान्तर है। स्थायी बनने के प्रयास में यह विस्फोट देता है।

हवा में रुथेनियम गलाये जाने पर यह ऑक्सीजन का शोषण करता है। ऑक्सीजन में गरम करने पर यह भूरा ऑक्साइड, RuO_2 , देता है। ६००° के ऊपर कुछ चतुःऑक्साइड, RuO_4 , भी बनता है। ऊँचे तापक्रम पर यह फ्लोरीन और क्लोरीन से भी संयुक्त होता है।

रुथेनियम अम्लराज में धीरे धीरे विलेय है। पोटैसियम हाइड्रैक्साइड और पोटैसियम नाइट्रेट के मिश्रण के साथ आसानी से गल कर रुथेनेट, K_2RuO_4 , देता है। सोडियम परैक्साइड के साथ भी गलाया जा सकता है। सोडियम हाइपोक्लोराइट के साथ गलाने पर सोडियम रुथेनेट या चतुःऑक्साइड, RuO_4 , देता है।

रुथेनियम के यौगिक प्लैटिनम यौगिकों से मिलते जुलते हैं। इसकी १ से ८ तक सभी संयोज्यतायें इन यौगिकों में पायी जाती हैं।

इसका चतुःऑक्साइड वाष्पशील है। इसमें ओज़ोन की सी गन्ध होती है। यह पीले मणिभों के रूप में (द्रवणांक 25°), और भूरे मणिभ के रूप में (द्रवणांक 27°) पाया जाता है।

रुथेनियम के तीन कार्बोनिल $Ru(CO)$, $Ru(CO)_5$ और $Ru(CO)_6$ मिलते हैं। इन में से पंचकार्बोनिल वाष्पशील द्रव है। यही सब से अधिक स्थायी है।

पोटैसियम नाइट्रोप्रशाइड के समान $K_2[Ru(CN)_5 \cdot NO] \cdot 2H_2O$ यौगिक भी पाया गया है।

रुथेनियम के तीन क्लोराइड, $RuCl_2$, $RuCl$ और $RuCl_4 \cdot 5H_2O$ पाये जाते हैं। इसका फ्लोराइड RF_5 है। इसके सल्फाइड Ru_2S , RuS , और RuS_2 हैं। इसका सल्फेट $Ru(SO_4)_2$ भी मिलता है। इसका संकीर्ण सायनाइड, $K_4Ru(CN)$ है।

रोडियम

[Rhodium]

प्लैटिनम वर्गीय धातुओं के सभी अयस्कों में रोडियम पाया जाता है। ब्रेज़िल के प्लैटिनिरीडियम मिश्रधातु में 6.6% रोडियम है। रोडियम की प्रकृति पूर्णतः भास्म है। यौगिकों में इसकी संयोज्यता अधिकतर तीन है।

इसके ऑक्साइड, Rh_2O_3 , $RhO_2 \cdot 2H_2O$, और RhO_3 पाये जाते हैं। स्थायी क्लोराइड, $RhCl_3$ है, जो पानी और अम्लों में अविलेय है। एक क्लोराइड, $RhCl_2$ भी पाया जाता है। त्रिक्लोराइड चार क्लोराइडों के साथ द्विगुण लवण, K_3RhCl_6 और K_2RhCl_5 भी बनाता है। ये संकीर्ण लवण नहीं प्रत्युत द्विगुण लवण ($3KCl, RhCl_3$) हैं। रोडियम का फ्लोराइड RhF_3 है।

रोडियम मध्यम रक्तताप पर गन्धक से युक्त होकर सल्फाइड, RhS , देता है। सेस्क्वि सल्फाइड, Rh_2S_3 , शुष्क रोडियम क्लोराइड को हाइड्रोजन सल्फाइड में 360° पर गरम करने से अथवा क्लोराइड के विलयन में हाइड्रोजन सल्फाइड प्रवाहित करने पर बनता है।

रोडियम का संलफेट $Rh_2(SO_4)$ भी ज्ञात है जो त्रिऑक्साइड को सलफ्यूरिक एसिड में घोलने पर बनता है। यह फिटकरियाँ भी देता है।

रोडियम लवण अमोनिया के योग से कोबल्टैमिनो के समान रोडैमिन देते हैं— $[Rh(NH_3)_6] Y_2$; $[Rh(H_2O)(NH_3)_5] Y_3$ आदि।

$RhCl_3$ (लाल)

H_2S	अमोनियम	$NaOH$	KCl	$KCNS$	Zn
	सलफाइड		संतुप्त		
Rh_2S_3 Rh_2S_3	$Rh(OH)_3$	K_2RhCl_5	पीला रंग	रोडियम	
भूराश्याम गहराभूरा	पीला भूरा	लाल अवक्षेप		धातु,	
अविलेय					

पैलेडियम

[Palladium]

प्लैटिनम के साथ यह ०.५% या कम अयस्कों में पाया जाता है। यह श्वेत धातु है। पैलेडियम प्लैटिनम की अपेक्षा अधिक कठोर पर बहुत तन्य और घनवर्धनीय है। गरम करने पर यह मृदु पड़ जाता है। यह द्रवणांक (1553°) से नीचे ही उड़ने लगता है। इसकी वाष्पें हरी होती हैं।

पैलेडियम क्लोराइड को एक्रोलीन या हाइड्रोजीन हाइड्रेट के साथ अपचित करके श्लैष या कोलायडीय पैलेडियम बनाते हैं। यह अच्छा उत्प्रेरक है। हाइड्रोजन परोक्साइड को शीघ्र विभक्त करता है। कोलायडीय विलय गैसों का शोषण बहुत करता है (६२६-२६५२ आयतन हाइड्रोजन तक)।

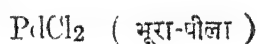
अमोनियम क्लोरोपैलेडेट, $(NH_4)_2 PdCl_4$, को तपाकर पैलेडियम स्पंज तैयार करते हैं। यह स्पंज 20° पर ६६१ आयतन हाइड्रोजन शोषण करता है। यह प्लैटिनम स्पंज से भी अच्छा उत्प्रेरक बताया जाता है।

पैलेडियम लवणों को सोडियम फॉर्मेट से अपचित करके पैलेडियम-श्याम बनाया जाता है। यह धातु और ऑक्साइड का मिश्रण है। यह भी हाइड्रोजन शोषण करता है। साधारण तापक्रम पर ३६ आयतन कार्बन एकाक्साइड का भी शोषण होता है।

पैलेडियम मध्यम रक्तताप पर ऑक्सीजन के साथ एकाक्साइड, PdO , देता है। ऊँचे तापक्रमों पर हैलोजनों के साथ $PdCl_2$, PdF_2 , PdF_3 आदि

यौगिक देता है। गरम किये जाने पर गन्धक के साथ सलफाइड, PdS , देता है। सान्द्र नाइट्रिक एसिड अथवा अम्लराज में पैलेडियम घुलता है।

पैलेडियम दो श्रेणियों के यौगिक देता है—पैलेडस जिसमें संयोज्यता २ है, और पैलेडिक, जिसमें संयोज्यता ४ है। इनमें से पैलेडस लवण अधिक स्थायी और प्रसिद्ध हैं जैसे क्लोराइड, $PdCl_2$; सलफाइड, PdS ; सलफेट, $PdSO_4$; सायनाइड, $Pd(CN)_2$; और नाइट्रेट, $Pd(NO_3)_2$ । क्लोराइड की कुछ प्रतिक्रियायें नीचे देते हैं—



H_2S	अमान्य	$NaOH$	KCl	KI	KCN	$KCNS$	Zn
सलफाइड		भंगुर	भंगुर				
PdS	PdS भास्म लवण	K_2PdCl_4	PdH_2	$Pd(CN)_2$	कुछ	Pd	
भूरा-श्याम काजा	आधिक्य	लाल अवक्षेप	अवक्षिप्त श्वेत	नहीं	धातु		
	अविलेय	में विलेय		आधिक्य अवक्षेप	में विलेय		

ऑसमियम, Os

[Osmium]

यह प्राकृतिक मिश्रधातु ऑसमिडियम से प्राप्त किया जाता है, इसमें २७.२ से ४५.६ प्रतिशत तक ऑसमियम होता है।

ऑसमियम—यशद मिश्रधातु को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर ऑसमियम धातु मणिमयी रूप में प्राप्त होती है। यह भंगुर, कठोर और सर्वाधिक घनत्व का है (इससे भारी और कोई धातु नहीं)। प्लैटिनम वर्ग की सब धातुओं से अधिक ऊँचा इसका द्रवणांक है।

पोटैसियम ऑसमेट, K_2OsO_4 , के अपचयन से श्लेष (कोलायडीय) ऑसमियम प्राप्त होता है। यह अच्छा उत्प्रेरक है। असंतृप्त यौगिकों का यह हाइड्रोजनीकरण करता है। हाइड्रोजन द्वारा फॉर्मेलडीहाइड को मेथिल एल्कोहल में परिणत करता है।

ऑसमियम अकेला प्लैटिनम वर्ग का ऐसा तत्त्व है जो ऑक्सीजन से सीधे संयुक्त हो सकता है। यह भाप द्वारा अपचित होता है। ऑसमियम

चतुरौक्साइड, OsO_4 , बनता है जिसमें दुर्गन्ध होती है। यह वाष्पशील है। यह पानी, एलकोहल, ईथर आदि में विलेय है।

ऑसमियम धातु गरम होने पर फ्लोरीन और क्लोरीन से संयुक्त होकर क्लोराइड, OsCl_4 और फ्लोराइड OsF_4 देती है। दूसरे हैलाइड OsCl_2 , OsCl_3 , OsF_6 और OsF_8 हैं। चतुःक्लोराइड, OsCl_4 , का ऊर्ध्वपातन भी किया जा सकता है।

ऑसमियम चतुरौक्साइड, OsO_4 हाइड्रोक्लोरिक एसिड के योग से निम्न प्रतिक्रिया देता है—

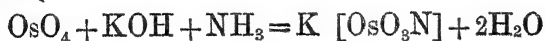


यह ऑक्साइड द्विगुण लवण जैसे $\text{OsO}_4 \cdot 2\text{KOH}$ और $\text{OsO}_4 \cdot \text{Ba}(\text{OH})_2$ भी बनाता है। इसी प्रकार सीज़ियम फ्लोराइड और रूबीडियम फ्लोराइड के साथ $\text{OsO}_4 \cdot 2\text{CsF}$, और $\text{OsO}_4 \cdot 2\text{RbF}$ भी बनते हैं।

ऑसमियम के सल्फाइड OsS_2 और OsS_4 और सायनाइड, $\text{Os}(\text{CN})_2$, भी ज्ञात हैं।

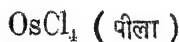
ऑसमिल यौगिक जैसे पोटैसियम ऑसमिल नाइट्राइट, $\text{K}_2[(\text{OsO}_2)(\text{NO}_2)_4]$ भी ज्ञात है।

ऑसमियम चतुरौक्साइड को कॉस्टिक पोटाश में घोल कर ठंडे विलयन में अमोनिया प्रवाहित करने पर नारंगी रंग के रवे पोटैसियम ऑसमियेमेट के प्राप्त होते हैं—



इसी प्रकार ऑसमेट लवण, $\text{K}_2 \text{OsO}_4$, भी बनने हैं।

ऑसमियम क्लोराइड, OsCl_4 के साथ कुछ प्रतिक्रियायें नीचे दी जाती हैं—



H_2S	अमोनियम	NaOH	NH_4OH	संतृप्त	KCl	Zn
OsS	सल्फाइड	OsS	गरम	NH_4Cl	संतृप्त	
		$\text{OsO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	पीत भूरा	लाल अवक्षेप	भूरा अवक्षेप	Os
			भूरा-श्याम	गहरा अवक्षेप	भूरा-लाल अवक्षेप	K_3OsCl_6 धातु
			अविलेय			

इरीडियम, Ir

[Iridium]

यह दो प्राकृतिक मिश्रधातुओं से प्राप्त किया जाता है—ऑसमिरीडियम और प्लैटिनीरीडियम से। पहले में २८-५८% इरीडियम होता है, और दूसरे में २७-७६% तक।

गला हुआ इरीडियम सफेद होता है, कुछ नीली सी आभा होती है। यह कठोर और भंजनशील है। इसके तार नहीं खींचे जा सकते। शुद्ध धातुओं में यह सबसे कठोर है। पहले ऐसा माना जाता था, पर अब लोगों की यह धारणा है कि यह कठोरता अशुद्धियों के कारण है। शुद्ध धातु संभवतः घनवर्धनीय होगी।

इरीडियम-वशद मिश्रधातु को हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घोलने पर विस्फोटक (fulminating) इरीडियम प्राप्त होता है।

इरीडियम क्लोराइड को संरक्षक कोलायड की विद्यमानता में अपचित करने पर श्लैथ (कोलायडीय) इरीडियम मिलता है। इसका रंग लाल से काला तक होता है। यह उत्प्रेरक है।

इरीडियम सेक्वि-ऑक्साइड को क्षारीय विलयन में घोल कर एंहाकोहल छोड़ने और उबालने पर इरीडियम-श्याम (iridium black) बनता है। यह धातु और ऑक्साइड का मिश्रण है।

रक्तताप पर इरीडियम चूर्ण हवा के ऑक्सीजन से संयुक्त होकर ऑक्साइड IrO_2 या Ir_2O_3 देता है। गन्धक के साथ Ir_2S_3 , फॉस्फोरस के साथ Ir_2P भी ऊँचे तापक्रमों पर बनता है। अमोनियम क्लोरोइरिडेट और हाइड्रोजन सल्फाइड के योग से Ir_2S_3 बनता है, और हाइड्रोजन सेलेनाइड के योग से Ir_2Se_3 । फ्लोरीन (नवजात) इरीडियम के साथ फ्लोराइड, IrF_4 और क्लोरीन क्लोराइड, IrCl_4 , देगी है। यह क्लोराइड अन्य क्लोराइडों के साथ द्विगुण लवण घ 2 $[\text{IrCl}_5]$, घ 2 $[\text{IrCl}_6]$ और घ 3 $[\text{IrCl}_6]$ देते हैं।

इरीडियम के यौगिकों में इसकी संयोज्यता २, ३, और ४ है। इरीडियम के स्थायी यौगिकों में संयोज्यता ३ और ४ है। इरीडियम क्लोराइड के उबलते आम्ल विलयन में बूँद बूँद करके कॉस्टिक पोटाश का विलयन डालने

पर द्विऑक्साइड IrO_2 और इसका हाइड्रेट $\text{IrO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ बनता है। हाइड्रेट नीला, और ऑक्साइड काला चूर्ण है।

इरीडियम का सेस्क्वि सल्फेट, $\text{Ir}_2(\text{SO}_4)_3$, फिटकरियाँ भी देता है।

इरीडियम के संकीर्ण सायनाइड, पोटेसियम इरीडो-सायनाइड, $\text{K}_4[\text{Ir}(\text{CN})_6]$, और स्थायी इरीडो-सायनाइड, $\text{K}_3[\text{Ir}(\text{CN})_6]$, भी बनते हैं।

इरीडियम क्लोराइड के साथ कुछ प्रतिक्रियायें नीचे देते हैं—



गहरा-भूरा

H_2S	अमोनियम सल्फाइड	अमोनिया गरम	संतृप्त NH_4Cl	संतृप्त KCl	KI	Zn
Ir_2S_3	Ir_2S_3	चटक रंग	श्याम अवक्षेप	भूरा-लाल	पीला	Ir
	आधिक्य में विलेय			K_2IrCl_6	रंग धातु	अवक्षेप

प्लैटिनम, Pt

[Platinum]

संधारण प्लैटिनम सान्द्र द्रव्यों में प्लैटिनम ६०-८६ प्रतिशत तक होता है, एवं ऑसमिरीडियम में २ से १० प्रतिशत तक।

प्लैटिनम अयस्क से प्लैटिनम धातु प्राप्त करने की शुष्क और विलयन विधियाँ इस अध्याय के आरंभ में दी जा चुकी हैं। यूराल से प्राप्त अयस्क में ७६.४% प्लैटिनम, ०.४०% स्वर्ण, ११.७% लोहा, ४.३% इरीडियम, ०.३% रोडियम, १.४% पैलेडियम, ४.१% ताँबा, ०.५% ऑसमिरीडियम और कुछ बालू होती है।

धातु कर्म—(१) नाइट (Knight)-विधि—सन् १८०० से यह विधि प्रचलित है। प्लैटिनम अयस्क को अम्लराज में घोलते थे; फिर संतृप्त अमोनियम क्लोराइड विलयन मिला कर अमोनियम क्लोरोप्लैटिनेट का अवक्षेप प्राप्त करते, और इसे सुखा एवं तपा कर घनवर्धनीय प्लैटिनम प्राप्त करते थे।

डेविल (Deville) विधि—इस विधि में अयस्क को चूरा करते हैं और पारे के साथ रगड़ कर सोने का संरस तैयार करते हैं। सोना इस प्रकार

अलग हो जाता है। अब जो अयस्क बचा उसे चूने की मूषा में चूने के साथ तपाते हैं। ऐसा करने पर गन्धक, फॉस्फोरस, सीसा और लोहा—ये अशुद्धियाँ या तो उड़ जाती हैं या चूने में शोषित हो जाती हैं। इस प्रकार जो प्लैटिनम बच रहता है, उसमें ४५ प्रतिशत के लगभग इरीडियम और रोडियम भी होते हैं।

विलयन विधि—सोने को पहले पारे के साथ संरस बना कर पृथक् कर लेते हैं। शेष बचे अयस्क को अभ्रगज में धोलेते हैं। विलयन को गरम करके उड़ाते हैं। सूखे पदार्थ को 125° तक गरम करते हैं। ऐसा करने पर पैलेडियम और रोडियम के अविलेय क्लोराइड, $PdCl_2$ और $RhCl_3$, बर्न जाते हैं। पानी मिला कर इन्हें छान कर अलग कर लेते हैं। प्लैटिनिक क्लोराइड विलयन में रहता है। इसे आम्ल कर लेते हैं।

प्लैटिनम क्लोराइड के विलयन में संतुल अमोनियम क्लोराइड विलयन डालते हैं। ऐसा करने पर अमोनियम क्लोरोप्लैटिनेट का अवक्षेप आता है—



इरीडियम का द्विगुण लवण $(NH_4)_2 IrCl_6$ भी बनता है, पर यह विलेय है। अवक्षेप को छान कर सुखा लेते हैं। इसे तपाने पर स्पंजी प्लैटिनम बनता है।



चूने की मूषा में ऑक्सीजन की उपस्थिति में गरम करके इसका फिर शोधन कर लिया जाता है।

प्लैटिनम के गुण—यह सफेद धातु है जिसका रंग चाँदी और वंग का सा है। इस वर्ग की अन्य धातुओं की अपेक्षा यह मृदु है। इसकी तन्यता और वर्धनीयता चाँदी और सोने के समान है। इसकी विद्युच्चालकता कम है, और ताप-प्रसार गुणक तो अन्य धातुओं की अपेक्षा बहुत ही कम है। इरीडियम से मिल कर इसकी कठोरता बढ़ जाती और तन्यता कम हो जाती है। द्रवणांक से नीचे तापक्रमों पर यह कुछ वाष्पशील भी है। प्लैटिनम अभ्रराज में ही विलेय है।

प्लैटिनीकृत ऐसबेस्टस, (Platinised asbestos)—प्लैटिनम का महीन चूर्ण अच्छा उष्मेरक है। क्लोरोप्लैटिनिक ऐसिड में ऐसबेस्टस भिगो लिया जाय और फिर तपाया जाय, तो प्लैटिनम धातु के महीन कण ऐसबेस्टस पर जमा हो जाते हैं। इसे प्लैटिनीकृत ऐसबेस्टस कहते हैं।

ऐसबेस्टस को प्लैटिनिक क्लोराइड, हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और अमोनियम क्लोराइड के विलयन में डुबो कर सोडियम फॉरमेट से अपचित करने पर भी प्लैटिनीकृत ऐसबेस्टस बन सकता है।

इसका उपयोग उत्प्रेरण में होता है। इसके गरम पृष्ठ पर अमोनिया का उपचयन हो सकता है।

स्पंजी प्लैटिनम (Spongy platinum)—अमोनियम क्लोरोप्लैटिनेट को धीरे धीरे गरम करने पर रन्ध्रमय धूसर वर्ण का हलका सा पदार्थ बनता है। इसे स्पंजी प्लैटिनम कहते हैं। विस्तृत पृष्ठ होने के कारण यह उत्प्रेरण के काम का अच्छा है। यह हाइड्रोजन शक्ति शोषण करता है। हाइड्रोजन शोषण करने के अनन्तर यह हवा में रख दिया जाय तो हाइड्रोजन-ऑक्सीजन का योग इस तीव्रता से होता है, कि यह दमकने लगता है। डोब-राइनर (Doebreiner) ने इस सिद्धान्त पर स्वतः जलने वाला दीप बनाया।

विस्फोटक प्लैटिनम (Fulminating platinum)—यदि प्लैटिनम को पिघले हुये जस्ते के आधिक्य में घोला जाय, और फिर इसे हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में घोला जाय जिससे जस्ता घुल जाय, तो जो प्लैटिनम बनता है वह विस्फोटक प्लैटिनम कहलाता है। यह समस्त प्रतिक्रियायें हवा के ऑक्सीजन की विद्यमानता में करनी चाहिये। यह प्लैटिनम क्यों विस्फोटक है, यह कहना कठिन है। संभवतः यह प्लैटिनम का अस्थायी रूपान्तर है। जब यह स्थायी रूपान्तर में परिणत होता है, तो शक्ति विस्फोट के साथ मुक्त होती है।

प्लैटिनम श्याम (Platinum black)—जब प्लैटिनम और ताँबे (या जस्ते) से बनी मिश्रधातु नाइट्रिक ऐसिड से प्रतिकृत की जाती है, तो नवजात हाइड्रोजन प्लैटिनम लवण को अपचित करता है। यह काले चूर्ण के रूप में बैठ जाता है। इसे प्लैटिनम-श्याम कहते हैं।

प्लैटिनिक क्लोराइड को फॉर्मेलडीहाइड के साथ अपचित करके भी इसे बना सकते हैं। एलकोहल या हाइड्रेजीन हाइड्रेट से भी अपचित कर सकते हैं।

प्लैटिनम-श्याम स्पंजी प्लैटिनम से अधिक हाइड्रोजन शोषण करता है (लगभग १६० आयतन)। यह ६० आयतन कार्बन एक्सीसाइड का भी शोषण करता है।

प्लैटिनम-श्याम अनेक उत्प्रेरण-प्रतिक्रियाओं में काम आता है। हाइड्रोजन और ऑक्सीजन दोनों गैसों इसकी उपस्थिति से विस्फोट के साथ

प्रतिकृत होती हैं। स्लूकोज की उपस्थिति में यह नाइट्रिक एसिड को अमोनिया में अपचित करता है, पोटैसियम क्लोरेट या परक्लोरेट को क्लोराइड में और पोटैसियम आयोडेट को आयोडाइड में।

• श्लैप या कोलायडीय प्लैटिनम (Colloidal platinum)—यह या तो ब्रेडिग (Bredig) विधि से पानी में प्लैटिनम तारों के बीच में विद्युत्-चाप स्थापित करके तैयार किया जाता है, अथवा इसे सोडियम लाइसलबेट (lysalsbate) के समान संरक्षण कोलायड को उपस्थिति में प्लैटिनिक क्लोराइड के विलयन को हाइड्रोजन हाइड्रेट या ईथर में घुले फॉस्फोरस द्वारा अपचित करके तैयार करते हैं।

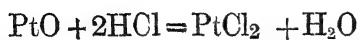
— प्लैटिनम पत्र (Foil)—जब प्लैटिनम के महीन पत्रों में होकर हाइड्रोजन आरपार निकल जाता है, पर मेथेन, नाइट्रोजन, ऑक्सीजन, हीलियम और आर्गन जैसे आरपार नहीं जा सकतीं।

• प्लैटिनम के प्रति विप—प्लैटिनम पर अम्लों और क्षारों का प्रभाव नहीं पड़ता। 250° पर सल्फ्यूरिक एसिड इसे थोड़ा भा घोलता है। पर प्लैटिनम की मूषा में क्षार और सोडियम एवं पोटैसियम नाइट्रेट नहीं गलाने चाहिये, क्योंकि ये प्लैटिनम का कुछ उपचयन कर देते हैं। प्लैटिनम को पोटैसियम सायनाइड भी खा जाता है। दहकते हुये कोयले के संसर्ग में प्लैटिनम भंगुर हो जाता है। रक्त ताप पर आर्सेनिक और फॉस्फोरस भी इसी शीघ्र खा जाते हैं। अतः प्लैटिनम तार से परीक्षा करते समय ध्यान रखना चाहिये कि लवण-मिश्रण में आर्सेनिक तो नहीं है।

प्लैटिनम मूषाओं या तारों को धुँएँदार ज्वाला में नहीं गरम करना चाहिये। और न इन मूषाओं में छत्रा कागज सहित मेगनीशियम पायरो-फॉस्फेट, $Mg_2 P_2 O_7$, को ही गरम करना चाहिये। छत्रे कागज का कार्बन पायरोफॉस्फेट का उपचयन करके फॉस्फोरस मुक्त करेगा जो प्लैटिनम को गला देगा। मूषा के पेंदे में छेद हो जायेंगे।

प्लैटिनम पात्रों की सफाई—प्लैटिनम की कटोरी या मूषा को नम जान्तव कोयले से रगड़ कर साफ करना उचित है। पोटैसियम बाइसलफेट गला कर भी मूषा साफ की जा सकती है।

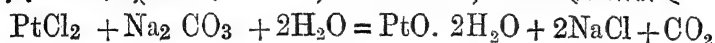
प्लैटिनम ऑक्साइड—प्लैटिनम स्पंज या प्लैटिनम के महीन पत्र गरम करने पर ऑक्सीजन से संयुक्त होकर प्लैटिनम एकॉक्साइड, PtO , देते हैं। यह ऑक्साइड अम्लों में घुल कर प्लैटिनस लवण देता है—



इसे गरम करने पर प्लैटिनम धातु और द्विऑक्साइड, PtO_2 , मिलता है—



प्लैटिनम क्लोराइड के गरम विलयन में सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ने पर हाइड्रेंट एकौक्साइड, $\text{PtO} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, का अवक्षेप आता है—



यह शीघ्र उपचित हो जाता है ताजा अवक्षेप अम्लों में शीघ्र घुलता है पर कार्बन द्विऑक्साइड के वातावरण में सुखाये जाने पर यह अविलेय हो जाता है।

प्लैटिनम त्रिक्लोराइड, PtCl_3 , के विलयन में सोडियम कार्बोनेट का विलयन छोड़ने पर भूरा अवक्षेप हाइड्रेंट प्लैटिनम सेस्क्विऑक्साइड, Pt_2O_3 , का आता है।

प्लैटिनम चतुःक्लोराइड, PtCl_4 , को कार्बोनेट सोडा के आधिक्य के साथ उबालें, और फिर ऐसीटिक एसिड से शिथिल करें, तो अवक्षेप आता है। इसे 100° पर सुखालें, तो प्लैटिनम द्विऑक्साइड, PtO_2 , मिलेगा। यह स्थायी पदार्थ है। जोरों से तपाने पर यह कुछ ऑक्सीजन दे डालता है और कुछ धातु मिलती है। इसकी प्रकृति आम्ल है। इसे कभी कभी पट् हाइड्रॉक्सि-प्लैटिनिक एसिड भी कहते हैं। यह पोटाश क्षार में घुल कर पोटैसियम पट् हाइड्रॉक्सि-प्लैटिनेट, $\text{K}_2\text{Pt}(\text{OH})_6$, देता है।

पोटैसियम पट् हाइड्रॉक्सि प्लैटिनेट के विलयन के विद्युत् विच्छेदन से (प्लैटिनम ध्रुवद्वार लेने पर) प्लैटिनम त्रिऑक्साइड, PtO_3 , मिलता है। यह हाइड्रोक्लोरिक एसिड में विलेय पर नाइट्रिक एसिड में अविलेय है।

प्लैटिनम हैलाइड— $400^\circ - 600^\circ$ तापक्रम पर प्लैटिनम और फ्लोरीन के योग से प्लैटिनम फ्लोराइड, PtF_2 और PtF_4 , दोनों बनते हैं।

प्लैटिनम के तीन क्लोराइड, PtCl_2 , PtCl_3 और PtCl_4 पाये जाते हैं।

(क) प्लैटिनम-श्याम को 360° पर क्लोरीन में गरम करने पर प्लैटिनम द्विक्लोराइड या प्लैटिनम क्लोराइड, PtCl_2 , बनता है। क्लोरोप्लैटिनस एसिड, H_2PtCl_6 , को 100° तक गरम करने पर भी यह बनता है। यह पानी में अविलेय है, पर हाइड्रोक्लोरिक एसिड में घुल कर क्लोरोप्लैटिनस



इस ऐसिड के लवण स्थायी और महत्व के हैं। वे अधिकतर क्लोरो-प्लैटिनेटों को पोटैसियम ऑक्जोलेट से अपचित करके बनाये जाते हैं।



क्लोरोप्लैटिनाइट पानी में घुल कर लाल विलयन देते हैं। सीसा, चाँदी, पारा और थैलियम के क्लोरोप्लैटिनाइट पानी में बहुत ही कम घुलते हैं।

(ख) प्लैटिनम चतुःक्लोराइड को शुष्क क्लोरीन में 350° तक गरम करके प्लैटिनम त्रिक्लोराइड, PtCl_3 , बनता है। यह उबलते पानी में शीघ्र घुल जाता है पूरे देर तक उबालने पर इसका उदविच्छेदन भी होता है। सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के साथ गरम करने पर यह द्विक्लोराइड और चतुःक्लोराइड दोनों देता है।



(ग) क्लोरोप्लैटिनिक ऐसिड को क्लोरीन या हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड के प्रवाह में गरम करने पर प्लैटिनम चतुःक्लोराइड या प्लैटिनिक क्लोराइड, PtCl_4 , बनता है। यह लाल भूरे रंग का होता है। हवा में खुले रख छोड़ने पर यह नमी सोख लेता है और चटक पीले रंग का हो जाता है। यह गरम पानी में काफी विलेय है। इसका यह विलयन इतना आम्ल होता है कि कार्बोनेटों से कार्बन डाइऑक्साइड निकालता है। यह विलयन पोटैसियम आयोडाइड के साथ आयोडीन देता है।



इस प्रतिक्रिया के आधार पर प्लैटिनम का अनुमापन (titration) किया जा सकता है।

(घ) क्लोरोप्लैटिनिक ऐसिड, $\text{H}_2 \text{PtCl}_6$ —यह प्लैटिनम को अम्ल-राज में या सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और पोटैसियम क्लोरेट के मिश्रण में गरम करके घोलने पर बनता है। यह प्लैटिनम-स्पर्ज को क्लोरीन की उपस्थिति में सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड में भी घोलने पर बनता है। प्लैटिनम-श्याम हाइड्रोक्लोरिक ऐसिड और हाइड्रोजन परौक्साइड में घोल कर भी इसे बना सकते हैं।

इसके विलयनों को सुखाने पर $\text{H}_2 \text{PtCl}_6 \cdot 6\text{H}_2 \text{O}$ के मणिम मिलते

है। यह विलयन काफी प्रबल अम्ल है, और चारों के योग से क्लोरो-प्लैटिनेट, $\text{H}_2 \text{PtCl}_6$ देता है। इन क्लोरोप्लैटिनेटों में पोटैशियम और अमोनियम लवण अधिक महत्व के हैं। दोनों देखने में एक से हैं, दोनों के मणिम समाकृतिक हैं, और दोनों पानी में कठिनता से घुलते हैं।

अमोनियम लवण $(\text{NH}_4)_2 \text{PtCl}_6$ प्लैटिनम स्पंज बनाने के काम आता है।

प्लैटिनम के ब्रोमाइड और आयोडाइड PtBr_2 , PtBr_3 , PtBr_4 और $\text{H}_2 \text{PtBr}_6$ के समान बनते हैं ($\text{Y} = \text{Cl}$ या Br)। ये सब क्लोराइडों के समान हैं।

प्लैटिनम सलफाइड—प्लैटिनम-स्पंज या प्लैटिनम का महीन चूर्ण गन्धक के साथ गरम किये जाने पर प्लैटिनम एक-सलफाइड, PtS , देता है। क्लोरोप्लैटिनाइट के क्षारीय विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित करने पर भी यह बनता है।

यदि प्लैटिनिक क्लोराइड, PtCl_4 , के गरम विलयन में हाइड्रोजन सलफाइड प्रवाहित किया जाय, तो प्लैटिनम द्विसलफाइड, PtS_2 , का काला अवक्षेप आवेगा। यह हवा के ऑक्सीजन का शोषण करके ऑक्सि-सलफाइड, PtOS , $\text{H}_2 \text{O}$, बन जाता है। द्विसलफाइड क्षार और अम्लों में बहुत ही कम घुलता है।

सलफाइडों को तपाने पर प्लैटिनम धातु रह जाती है, और गन्धक उड़ जाता है।

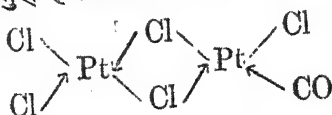
प्लैटिनम सल्फेट, $\text{Pt}(\text{SO}_4)_2$ —प्लैटिनम स्पंज गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड में धीरे धीरे घुल कर प्लैटिनम सल्फेट देता है।

अन्य लवण—प्लैटिनम सेलेनियम से संयुक्त होकर सेलेनाइड, PtSe_2 ; टेल्यूरियम के योग से टेल्यूराइड, PtTe_2 और फॉस्फोरस के साथ कई फॉस्फाइडों PtP_2 , PtP , Pt_3P_5 का मिश्रण देता है।

प्लैटिनम आर्सेनाइड, $\text{Pt}_2 \text{As}_3$ प्रकृति में स्फेरिलाइट के रूप में पाया जाता है।

प्लैटिनम क्लोराइड 250° पर कार्बन एक्वाइड के साथ संयुक्त होकर कई कार्बोनील, $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{CO}$; $2\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{CO}$ और $\text{PtCl}_2 \cdot \text{CO}$ देता है। कार्बन एक्वाइड और क्लोरीन की तुल्यगुणक मात्राएँ प्लैटिनम

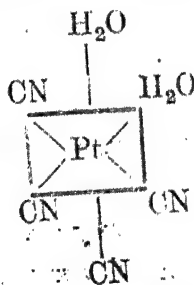
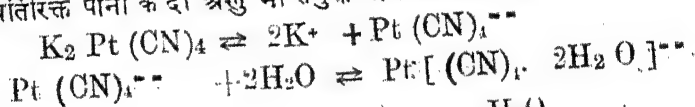
स्वर्ज पर 280° पर प्रवाहित करने पर भी ये कार्बोनिल यौगिक बनते हैं। शुद्ध $\text{PtCl}_2 \cdot \text{CO}$ के रंग पीले होते हैं। इनका द्रवणांक 184° है। इसका अणु सम्भवतः द्विगुण है जिसकी रचना निम्न प्रकार की है—



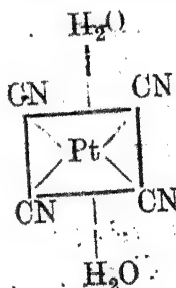
प्लैटिनम के संकीर्ण यौगिक—प्लैटिनम के अनेक संकीर्ण यौगिक पाये जाते हैं जैसे प्लैटिनो-नाइट्राइट, $\text{K}_2 \text{Pt} (\text{NO}_2)_4$ (जो पोटैसियम क्लोरोप्लैटिनाइट और पोटैसियम नाइट्राइट के योग से बनता है।); प्लैटिनोसायनाइड, $\text{K}_2 \text{Pt} (\text{CN})_4$ और बहुत से प्लैटिनेमिन यौगिक।

क्लोरोप्लैटिनिक ऐसिड में बेराइट जल और हाइड्रोसायनिक ऐसिड छोड़ कर मिश्रण को गरम करें, और फिर गंधक द्विआक्साइड तब तक प्रवाहित करें, कि विलयन नीरंग हो जाय, तो बेरियम प्लैटिनोसायनाइड $\text{BaPt} (\text{CN})_4 \cdot \text{H}_2 \text{O}$, बनता है। बेरियम सल्फेट का जो अवक्षेप आता है, उसे छान कर अलग कर देते हैं, और बेरियम प्लैटिनोसायनाइड के मणिभ प्राप्त करते हैं। इसका उपयोग एक्सरश्मि प्रदर्शक दमकने वाले पर्दे बनाने में होता है।

प्लैटिनोसायनाइड बहुधा दो प्रकार के पाये जाते हैं। ये दोनों रेखा-गणितीय समाकृतिक हैं। प्लैटिनम की योजक या सर्वांसख्या (Coordination number) ६ है अतः प्लैटिनो सायनाइड में ४ सायनाइड मूलों के अतिरिक्त पानी के दो अणु भी संयुक्त माने जा सकते हैं—



Cis (अनु-आकृति)



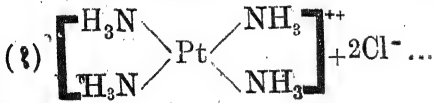
Trans (प्रति-आकृति)

यहाँ चित्र में प्लैटिनोसायनाइड की अनु और प्रति दोनों समाकृतियों को व्यक्त किया गया है।

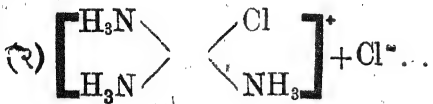
प्लैटिनैमिन (Platinamines) — कोबल्टैमिनो के समान अनेक प्लैटिनैमिन भी ज्ञात हैं। ये दो वर्ग की हैं — एक तो वे जो प्लैटिनस क्लोराइड, $PtCl_2$, से बनी हैं, और दूसरी प्लैटिनिक क्लोराइड, $PtCl_4$, से।

संकीर्ण यौगिक	संकीर्ण मूल की संयोज्यता	सूत्र	प्रतिशत क्लोरीन आयनित
१. चतुः एमिनो प्लैटिनस क्लोराइड	२	$[Pt(NH_3)_4]^{++} Cl_2^{--}$	१००
२. क्लोरो त्रिएमिनो-प्लैटिनस क्लोराइड	१	$[Pt(NH_3)_3Cl]^+ Cl^-$	५०
३. द्विक्लोरो-द्विएमिनो-प्लैटिनम	०	$[Pt(NH_3)_2Cl_2]^0$	०
४. पोटैसियम त्रिक्लोरो-प्लैटिनो एमिन	-१	$K^+ [Pt(NH_3)Cl_3]^-$	०, १K
५. पोटैसियम प्लैटिनोक्लोराइड	-२	$K_2^{++} [PtCl_4]^{--}$	०, २K

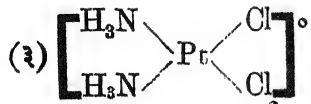
इन्हें हम निम्न प्रकार चित्रित करते हैं —



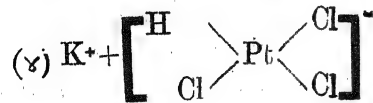
क्लोरीन शत प्रतिशत आयनित। विद्युत्-चालकता अत्यधिक। रजत नाइट्रेट से सम्पूर्ण क्लोरीन अवक्षिप्त।



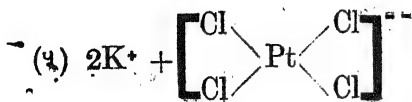
क्लोरीन ५०% आयनित। विद्युत् चालकता १ली की अपेक्षा कम। रजत नाइट्रेट से आधा क्लोरीन अवक्षिप्त।



कुछ भी क्लोरीन नहीं आयनित। विलयन चालक नहीं। रजतनाइट्रेट से अवक्षेप नहीं।



दूसरे के समान ही चालक, पर रजत नाइट्रेट से अवक्षेप नहीं।

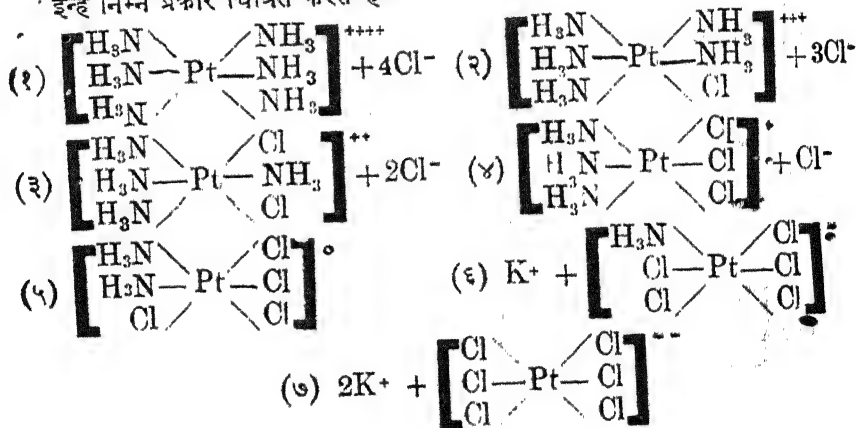


अत्यधिक चालक। प्लैटिनम और सम्पूर्ण क्लोरीन ऋणआयन का अंश। रजत नाइट्रेट से अवक्षेप नहीं।

प्लैटिनिक क्लोराइड संबंधी एमिन

संकीर्ण यौगिक	संयोजकता संकीर्ण मूल की	सूत्र	प्रतिशत क्लोरीन आयनित	आणविक भार १०००
१. षडैमिनो प्लैटिनिक क्लोराइड	+ ६	$[Pt(NH_3)_6]^{+++} + 4Cl^-$	१००	५२३
२. क्लोरो पंच-एमिनो	+ ५	$[Pt(NH_3)_5Cl]^{+++} + 3Cl^-$	७५	४०४
३. द्विक्लोरो चतुःएमिनो	+ ४	$[Pt(NH_3)_4Cl_2]^{++} + 2Cl^-$	५०	२२६
४. त्रिक्लोरो त्रिएमिनो	+ ३	$[Pt(NH_3)_3Cl_3]^+ + Cl^-$	२५	६७
५. चतुः क्लोरो द्विएमिनो प्लैटिनम	०	$[Pt(NH_3)_2Cl_4]^0$	०	०
६. पोटैसियम पंचक्लोरो प्लैटिनो एमिन	- १	$K^+ + [Pt(NH_3)Cl_5]^-$	०, १ K ⁺ आयन	१०५
७. पोटैसियम प्लैटिन-क्लोराइड	- २	$2K^+ + [PtCl_6]^{--}$	०, २ K ⁺ आयन	२५६

इन्हें निम्न प्रकार चित्रित करते हैं—



प्रश्न

१. प्लैटिनम वर्ग की धातुओं की विशेषताएँ लिखो।
२. प्लैटिनम धातु अयस्कों में से कैसे तैयार करते हैं ?
३. क्लोरोप्लैटिनिक एसिड, श्लैफ (कोलायडीय) प्लैटिनम, प्लैटिनम सॉल और प्लैटिनम-रयाम क्या है ? इन्हें कैसे तैयार करते हैं ?
४. प्लैटिनम धातु के प्रति विष कौन कौन सी चीज़ें हैं ? प्लैटिनम के वर्तन कैसे साफ करोगे ?
५. प्लैटिनम के प्रमुख यौगिक कैसे तैयार करोगे ?
६. प्लैटिनैमिन पर सूक्ष्म टिप्पणी लिखो।
७. आंसमियम धातु और इसके कुछ यौगिकों का उल्लेख करो।

अध्याय २७

शून्य समूह के तत्त्व

वायु की निष्क्रिय गैसों

[Inert Gases of Atmosphere]

मैंडलीफ के प्रारम्भिक आवर्त-खण्ड-विभाग में कोई शून्य समूह न था। बाद को लॉर्ड रेले (Rayleigh) और सर विलियम रैमज़े (Sir William Ramsay) ने वायुमंडल में से कई ऐसी निष्क्रिय गैसों प्राप्त कीं, जो तत्त्व थीं, और जिन्हें उस समय के संविभाग में कोई स्थान नहीं दिया जा सकता था। रैमज़े का ध्यान तत्काल इस ओर गया कि प्रबल धनात्मक तत्त्व सोडियम, पोटैशियम और प्रबल ऋणात्मक तत्त्व फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन आदि के बीच में कोई ऐसा समूह होना चाहिये जिसके तत्त्व न ऋणात्मक हों और न धनात्मक। नये आविष्कृत तत्त्व हीलियम, आर्गन आदि इसी प्रकार के थे जिनकी संयोज्यता न तो धन थी, न ऋण। ये तत्त्व वस्तुतः किसी अन्य तत्त्व से संयुक्त होकर कोई यौगिक न बनाते थे। इस समूह के तत्त्वों की संयोज्यता शून्य मानी जा सकती है। इस आधार पर मैंडलीफ के संविभाग में एक नया समूह सम्मिलित किया गया जिसका नाम “शून्य समूह” पड़ा।

प्रथम समूह और सप्तम समूह की अपेक्षा से शून्य समूह निम्न प्रकार स्थित है—

धनात्मक एक-संयोज्य + १	शून्य समूह ०	ऋणात्मक एक-संयोज्य -१
१ हाइड्रोजन १.००८	—	—
३ लीथियम ६.९४	२ हीलियम ४.००३	१ हाइड्रोजन
११ सोडियम २३.००	१० नेओन २०.१८३	६ फ्लोरीन १६.००
१६ पोटैशियम ३९.७०	१८ आर्गन ३९.९४४	१७ क्लोरीन ३५.४५
३७ रुबीडियम ८५.४८	३६ क्रिप्टन ८३.७	३५ ब्रोमीन ७९.९
५५ सीज़ियम १३२.९१	५४ ज़ीनन १३१.३	५३ आयोडीन १२६.९
८७ फ्रान्सियम २२३	८६ निटन (रेड) २२२	८५ एस्टेटिन २१४

• तत्त्वों के परमाणुओं का ऋणाणु-उपक्रम—शून्य समूह के तत्त्वों की यह विशेषता है कि इसकी बाह्यतम परिधि पर पूरे ८ ऋणाणु हैं। बोर् और बरी (Bohr and Bury) के सिद्धान्त के अनुसार बाह्यतम परिधि पर कभी १३ से अधिक ऋणाणु नहीं हो सकते। हीलियम तत्त्व में एक ही परिधि है और पहली परिधि पर २ से अधिक परमाणु नहीं हो सकते।

	परिधि	१ K	२ L	३ M	४ N	५ O	६ P
२	हीलियम	२					
१०	नेऑन	२	८				
१८	आर्गन	२	८	८			
३६	क्रिप्टन	२	८	१८	८		
५४	ज़ीनन	२	८	१८	१८	८	
८६	रैडन	२	८	१८	३२	१८	८

प्रत्येक परिधि के सब ऋणाणु एक स्थिति में नहीं होते। किसी भी परिधि के पहले दो ऋणाणु s स्थिति में कहे जाते हैं, इनके आगे के ६ ऋणाणु p स्थिति में होते हैं, फिर और आगे के १० ऋणाणु d-स्थिति में और शेष आगे के १४ ऋणाणु f-स्थिति में कहे जाते हैं। इस आधार पर इन तत्त्वों का ऋणाणु उपक्रम निम्न प्रकार चित्रित किया जा सकता है।

२—हीलियम (He)— $1s^2$.

१०—नेऑन (Ne)— $1s^2. 2s^2. 2p^6$.

१८—आर्गन (Ar)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6$.

३६—क्रिप्टन (Kr)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6$.

५४—ज़ीनन (Xe)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 5s^2. 5p^6$.

८६—रैडन (Rn)— $1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^6. 3d^{10}. 4s^2. 4p^6. 4d^{10}. 4f^{14}. 5s^2. 5p^6. 5d^{10}. 6s^2. 6p^6$.

अन्तिम परिधि के ऋणाणु ही संयोज्यता प्रदर्शित करते हैं। अन्तिम परिधि की संतृप्तता ऋणाणुओं के ग्रहण कर लेने पर हो जाती है, अतः इन तत्त्वों में ऐसी पूर्णता प्राप्त हो गयी है, कि ये किसी भी अन्य तत्त्व के साथ यौगिक नहीं बना पाते। इसी भाव को दूसरे शब्दों में इस प्रकार प्रकट किया

जा सकता है कि इन तत्त्वों की संयोज्यता “शून्य” है। इसीलिये तत्त्वों के इस समूह को “शून्य समूह” कहते हैं।

शून्य समूह के तत्त्वों के भौतिक गुण— नीचे की सारणी में शून्य समूह के इन तत्त्वों के भौतिक गुण दिये जाते हैं—

परमाणु संख्या	तत्त्व	संकेत	परमाणु भार	सामान्य घनत्व	द्रवणांक	क्वथनांक	चरम तापक्रम	$\frac{स.द.}{स.अ.}$ = गामा
२	हीलियम	He	४.००	०.१७८६	-२७२°	-२६८.८३°	-२६७.६°	१.६५२
१०	नेओन	Ne	२०.२	०.९००२	-२४८.५२°	-२४५.६२°	-२२८.७०	१.६४२
१८	आर्गन	A	३६.८	१.७८१८	-१८६.६°	-१८५.८४°	-१२२.४०	१.६५
३६	क्रिप्टन	Kr	८२.६२	३.७०८	-१५७°	-१५१.७°	-६२°	१.६८६
५४	जीनन	Xe	१३०.२	५.८५१	-१११.५°	-१०६.६°	+१६.६°	१.६६६
८६	रेडन	Rn	२२२.४	६.६७	-७१°	-६२°	+१०४.५°	—
	(नितन)	(Nt)						

शून्य समूह की गैसों एक-परमाणुक हैं—हाइड्रोजन, नाइट्रोजन, ऑक्सीजन, क्लोरीन आदि गैस-तत्त्वों के प्रत्येक अणु में तत्त्व के दो परमाणु हैं। इन्हें द्विपरमाणुक गैस कहते हैं। अतः इनका अणुभार परमाणुभार का दुगुना है। इनके अणुओं को H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 आदि लिखते हैं।

हीलियम, नेओन, आर्गन आदि गैसों इस बात में भिन्न हैं। इनके एक अणु में एक ही परमाणु है। अतः इनका परमाणुभार और अणुभार अलग अलग नहीं हैं।

कोई गैस एक-परमाणुक है, द्विपरमाणुक या बहु-परमाणुक, इसका पता स्थिर दाब पर आपेक्षिक ताप ($\frac{स.द.}{स.अ.}$) और स्थिर आयतन पर आपेक्षिक ताप

($\frac{स.अ.}{स.अ.}$) के अनुपात से ($\frac{स.द.}{स.अ.}$) से चल जाता है।

गैसों के गत्यर्थक सिद्धान्त के आधार पर

$$\text{दाब} \times \text{आयतन} = \frac{२}{३} \times \text{अ} = \frac{२}{३} \text{ गत्यर्थक शक्ति} = \text{र ता} (\text{र} = \text{गैस स्थिरांक})$$

$$= २ \text{ कैलॉरी प्रतिग्राम अणु। ता} = \text{परम तापक्रम}$$

$$\text{गत्यर्थक शक्ति} = \frac{३}{२} \text{ र ता}$$

$$\therefore \text{स्थिर आयतन पर आपेक्षिक ताप} = \frac{\text{गत्यर्थक शक्ति}}{\text{ता}} = \frac{3}{2} \times 2 \text{ कैलॉरी} \\ = 3 \text{ कैलॉरी}$$

स्थिर दाब और स्थिर आयतन के आपेक्षिक तापों, s_d और $s_{\text{अ}}$ में अन्तर केवल उतनी शक्ति का है, जो गैस को द दाब पर अ , आयतन से अ , आयतन में प्रसरित करने के लिये चाहिये। यदि स्थिर दाब द हो और गैस का ता, तापक्रम पर आयतन अ , और ता, पर आयतन अ , हो तो, प्रसार में उत्पन्न शक्ति के लिये—

$$\text{शक्ति} = d \text{ अ}_2 - d \text{ अ}_1 = r \text{ ता}_2 - r \text{ ता}_1$$

$$\therefore d (\text{अ}_2 - \text{अ}_1) = r (\text{ता}_2 - \text{ता}_1)$$

$$\therefore \text{आपेक्षिक तापों का अन्तर, } s_d - s_{\text{अ}} = \frac{\text{शक्ति}}{\text{तापक्रम-वृद्धि}} = \frac{r (\text{ता}_2 - \text{ता}_1)}{\text{ता}_2 - \text{ता}_1} \\ = r = 2 \text{ कैलॉरी।}$$

$$\therefore \text{अब क्योंकि } s_{\text{अ}} = 3 \text{ कैलॉरी}$$

$$\text{और } s_d - s_{\text{अ}} = 2 \text{ कैलॉरी}$$

$$\therefore s_d = 2 + 3 = 5 \text{ कैलॉरी।}$$

$$\therefore \frac{s_d}{s_{\text{अ}}} = \frac{\text{स्थिर दाब पर आपेक्षिक ताप}}{\text{स्थिर आयतन पर आपेक्षिक ताप}} = \frac{5}{3} = 1.66.$$

इस प्रकार आदर्श एक-परमाणुक गैस में $s_d / s_{\text{अ}} = 1.66$ हुआ करता है।

यदि गैस एक-परमाणुक नहीं है, तो गैसों को जो ताप दिया जाता है उसके कुछ अंश का उपयोग गैस के परमाणुओं की परस्पर-दूरियों को बदलने में, एवं उनकी सापेक्ष अभ्रमणशीलता में अन्तर लाने में, हो जायगा, इसलिये s_d केवल 5 कैलॉरी न रहेगा और न $s_{\text{अ}}$ केवल 3 कैलॉरी। मान-लैजियरे कि यह अन्तर दोनों में 'श' कैलॉरी हो गया। तो

$$\frac{s_d}{s_{\text{अ}}} = \frac{5 + \text{श}}{3 + \text{श}} = 1.66 \text{ से कम कांठे मात्रा।}$$

यह देखा गया है द्विपरमाणुक गैसों के लिये 'श' = 2 कैलॉरी,

$$\text{अतः } \frac{स_{\text{द}}}{स_{\text{अ}}} = \frac{५ + २}{३ + २} = \frac{७}{५} = १.४$$

और त्रिपरमाणुक गैसों के लिये $\gamma = ४$ कैलॉरी;

$$\text{अतः } \frac{स_{\text{द}}}{स_{\text{अ}}} = \frac{५ + ४}{३ + ४} = \frac{९}{७} = १.३$$

अतः यदि हम किसी विधि से किसी गैस के लिये $\frac{स_{\text{द}}}{स_{\text{अ}}} = \text{गामा}$ निष्पत्ति निकाल लें, तो हम जान सकते हैं कि गैस एक-परमाणुक है या बहुपरमाणुक,

ध्वनि के वेग के आधार पर गामा $\left(= \frac{स_{\text{द}}}{स_{\text{अ}}} \right)$ का मान निकालना—यदि

गैस में ध्वनि का वेग, v , हो तो

$$v = \sqrt{\text{गामा} \frac{द}{घ}} \quad \dots (१)$$

$द$ गैस का दाब है, $घ = \text{घनत्व}$, और $\text{गामा} = \frac{स_{\text{द}}}{स_{\text{अ}}}$

कुण्ड (Kundt) की नली में गैस भर के लाइकोपोडियम चूर्ण का प्रयोग करके हम आसानी से ध्वनि का वेग निकाल सकते हैं। अतः इसके आधार पर गामा का मान मात्तूम हो सकता है। समीकरण (१) से—

$$\text{गामा} = \frac{v^2 \cdot घ}{द}$$

यदि गामा का मान १.६६ के निकट हो, तो हम समझ सकते हैं कि गैस एकपरमाणुक है, यदि १.४ के निकट हो तो द्विपरमाणुक, और १.३ के निकट हो तो त्रिपरमाणुक और इससे भी कम हो तो बहुपरमाणुक है।

ऊपर दी गयी सारणी में हीलियम, नेथ्रोन, आर्गन, क्रिप्टन, ज़ीनन इन सब गैसों के लिये $\text{गामा} = \frac{स_{\text{द}}}{स_{\text{अ}}}$ का मान १.६५ और १.६८ के बीच में है।

अतः यह स्पष्ट है कि ये गैसें एकपरमाणुक हैं।

रे. शा. १४४.

तुलना के लिये कुछ गैसों के गामा के मान नीचे दिये जाते हैं (१५° पर) :

एकपरमाणुक	द्विपरमाणुक	त्रिपरमाणुक	बहुपरमाणुक
हीलियम १.६५२	O ₂ १.३६६	CO ₂ १.३०२	NH ₃ १.३१
आर्गन १.६५	N ₂ १.४०५	N ₂ O १.३००	C ₂ H ₄ १.२५
क्रिप्टन १.६६	H ₂ १.४०८	H ₂ S १.३४	
	HCl १.४००	H ₂ O १.३०६	

क्या शून्य समूह के तत्त्वों के यौगिक कोई नहीं बनते ?—साधारण दृष्टि से तो ठीक है कि शून्य समूह के तत्त्वों की संयोज्यता शून्य है, अतः न तो ध्रुव धातुओं के से यौगिक देंगे, और न अधातुओं के से। पर जिस तरह से संयोज्य शक्ति का पूर्ण उपयोग होने के अनन्तर भी कैल्सियम क्लोराइड, CaCl₂, या बेरियम क्लोराइड, या ताम्र/सल्फेट कई प्रकार के हाइड्रेट, CaCl₂ · 6H₂O, BaCl₂ · 2H₂O, CuSO₄ · 5H₂O आदि, देते हैं उसी प्रकार के हाइड्रेट क्या हीलियम, आर्गन आदि गैसों दे सकती हैं ?

यह ठीक है कि विद्युत् संयोज्य या सहसंयोज्य यौगिक इन निष्क्रिय गैसों के नहीं बनाये जा सकते, पर इनकी निष्क्रियता इतनी अधिक नहीं है जितनी समझी जाती है, इनमें से कई गैसों पानी के अणुओं के साथ हाइड्रेट (6H₂O) बनाती हैं। नीचे तापक्रमों पर यदि इन गैसों के वातावरण में कुछ पानी की भाप प्रविष्ट करा दी जाय तो ये हाइड्रेट बनते हैं। कई हाइड्रेट ठोस पाये गये हैं। इनके विभाजन तापक्रम निम्न प्रकार हैं—

आर्गन हाइड्रेट	A. 6H ₂ O	-२४.८°
क्रिप्टन हाइड्रेट	Kr. 6H ₂ O	-३६.२°
जीनन हाइड्रेट	Xe. 6H ₂ O	-०°

जीनन हाइड्रेट तो २३.५ वायुमंडल दाब पर -२३.५° तक स्थायी है।

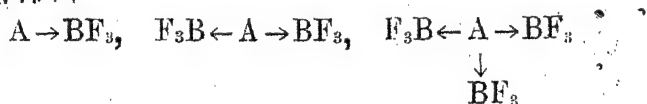
ऋणाणु-प्रहार (electron bombardment) द्वारा अथवा विद्युत् विसर्ग द्वारा हीलियम को पारे, आयोडीन, गन्धक और फॉस्फोरस के साथ संयुक्त कराने का प्रयत्न किया गया है, और कहा जाता है कि इनके होलाइड (helide) बन सके हैं। हीलियम के वातावरण में टंगस्टन के विद्युत् विभाजन से बूमर (Boomer) ने एक टंगस्टन हीलाइड, WHe₂, प्राप्त किया, और इसी प्रकार मैन्ले (Manley) ने पारे के हीलाइड, HgHe, और HgHe₁₀, प्राप्त किये। पर संभवतः ये निश्चित यौगिक नहीं हैं। केवल पारे के पृष्ठ पर शोषित हीलियम पदार्थ ही हों। मौरिसन

(Morrison) को विसमथ हीलाइड भी मिला। मास-स्पेक्ट्रोग्राफि से हाइड्रोजन हीलाइड HeH^+ और HeH_2^+ की संभावना भी प्रकट हुई।

बूथ और विलसन (Booth and Wilson) ने १९३५ में बोरन त्रिक्लोराइड-आर्गन यौगिक का अध्ययन कला-नियम के अनुसार किया। बोरन त्रिक्लोराइड कई ऐसे आणविक यौगिक बनाता है जिसमें बोरन परमाणु ग्राहक (acceptor) का काम करता है और दूसरे किसी यौगिक का कोई परमाणु ऋणाणु के दायक (donor) का काम करता है। इस प्रकार बोरन त्रिक्लोराइड के हाइड्रोजन सलफाइड और डिमेथिल ईथर के साथ निम्न यौगिक बनते हैं—



बूथ और विलसन ने आर्गन-और बोरन त्रिक्लोराइड के योग से भी ऐसे ही यौगिक प्राप्त किये।



कुछ वर्ष हुए (१९४०) निकिटिन (Nickitin) ने ज़ीनन और फीनोल का एक यौगिक $\text{He} \cdot 2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ तैयार किया।

निष्क्रिय गैसों की खोज का इतिहास—बहुत दिनों से साधारणतः यह माना जाता रहा है कि वायुमंडल की हवा में नाइट्रोजन, ऑक्सीजन, कार्बन डिऑक्साइड, पानी की भाप, और सूक्ष्मांशों में नाइट्रोजन के ऑक्साइड सड़न से पैदा हुई अमोनिया और धूल के कण होते हैं।

कैवेंडिश का प्रयोग—सन् १७८५ में कैवेंडिश (Cavendish) ने प्रयोगों द्वारा यह सिद्ध करने का प्रयत्न किया कि वायुमंडल के किसी स्थान से भी नाइट्रोजन क्यों न प्राप्त किया जाय, वह सदा एक-सा ही होगा। इन प्रयोगों में उसने यह देखा कि यदि वायु के समस्त नाइट्रोजन को ऑक्सीजन के साथ बिजली की चिनगारी द्वारा संयुक्त करा दिया जाय, और नाइट्रोजन ऑक्साइड गैसों को पोटैशियम पंचसलफाइड अथवा कॉस्टिक पोटाश के ऊपर शोषित करा लिया जाय, तो सदा हवा का कुछ अंश (छोटा सा बुलबुला) रह जाता है। उसने कई बार प्रयोग किये, पर सदा उसे संपूर्ण हवा का १/१२० वाँ भाग ऐसा मिला जो किसी भी प्रदार्थ से संयुक्त नहीं होता। इस संबंध में कैवेंडिश ने निम्न शब्द लिखे—

“हमारे वायुमंडल की फ्लोजिस्टिकेटित हवा का यदि कोई अंश ऐसा

है, जो इसके शेष अंश से भिन्न है, और जो नाइट्रस ऐसिड में परिणत नहीं किया जा सकता, तो निस्संदेह हम यह कह सकते हैं कि यह अंश पूर्ण के बड़े-वें भाग से अधिक नहीं है।" (फ्लोजिस्टिकेटित हवा का नाम आर्जकल नाइट्रोजन है)।

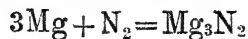
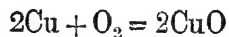
कैवेण्डिश के इन वाक्यों के महत्त्व की ओर लोगों ने १०० वर्ष तक ध्यान न दिया। उन्होंने यह जानने का प्रयत्न नहीं किया कि यह बड़े-वें भाग है क्या !

लार्ड रैले के प्रयोग—सन् १८९४ की बात है कि लार्ड रैले ने नाइट्रोजन के घनत्व को यथार्थता से मापने का प्रयत्न किया। उसके प्रयोगों में व्रुडि ०.०१ प्रतिशत से अधिक नहीं हो सकती थी। उसने कई स्थानों के वायुमंडल के नाइट्रोजनों को लिया और घनत्व निकाले। उसने विभिन्न रासायनिक विधियों से नाइट्रोजन तैयार किये, (नाइट्रोजन के ऑक्साइडों से या अमोनिया से)। उसने यह देखा कि हवा से प्राप्त नाइट्रोजन के घनत्व में और रासायनिक विधि से प्राप्त नाइट्रोजन के घनत्व में ०.४७ प्रतिशत का अन्तर है। हवा का नाइट्रोजन कुछ अधिक भारी है।

निम्न अंकों से लार्ड रैले के प्रयोगों पुष्टि होती है। काँच के एक गोले में नाइट्रोजन की तौल निम्न प्रकार निकली—

नाइट्रिक ऑक्साइड से प्राप्त नाइट्रोजन...	२.३०००८	ग्राम
नाइट्रस ऑक्साइड से प्राप्त नाइट्रोजन...	२.२६६०४	"
अमोनियम नाइट्राइट से प्राप्त नाइट्रोजन...	२.२६८६६	"
औसत...	२.२६६२७	"
वायुमंडल से प्राप्त नाइट्रोजन	२.३१०१६	"
दोनों में अन्तर...	०.०४१०८६	"
प्रतिशत अन्तर...	०.४७%	"

लार्ड रैले को जब यह निश्चय हो गया कि यह ०.४७% का अन्तर प्रयोग की त्रुटि का अन्तर नहीं हो सकता, तो उसका ध्यान कैवेण्डिश के उस प्रयोग की ओर गया जिसका उल्लेख ऊपर किया गया है। रैले ने कैवेण्डिश का प्रयोग दोहराया। उसने हवा को कास्टिक पोटाश विलयन में प्रवाहित किया, इस प्रकार कार्बन डाइऑक्साइड गैस अलग हो गयी। फिर हवा को फॉस्फोरस पंचऑक्साइड पर प्रवाहित करके शुष्क किया। फिर इसके नाइट्रोजन और ऑक्साइड को रक्त तप्त ताँबे और मैगनीशियम के ऊपर प्रवाहित करके अलग किया—



इस प्रकार रैले को थोड़ी सी नयी गैस मिली। यह गैस ऐसी थी जो न तो तप्त धातुओं से शोषित होती थी, न यह ताम्र ऑक्साइड, कार्बोस्टिक पोटाश, पोटैशियम परमैंगनेट, सोडियम परोक्साइड, फॉस्फोरस आदि के साथ प्रतिक्रिया करती थी। विद्युत् चाप का भी इस पर प्रभाव नहीं पड़ा। रैले ने इसके स्पैक्ट्रम (रश्मिचित्र) की परीक्षा की। यह स्पैक्ट्रम नाइट्रोजन के स्पैक्ट्रम से भिन्न निकला।

रैले के इन प्रयोगों में विलियम रैमजे (William Ramsay) ने सहयोग दिया। इस नयी गैस की निष्क्रियता देख कर रैमजे ने १८९४-९५ में इस गैस का नाम आर्गन रक्खा क्योंकि ग्रीक भाषा में इस शब्द का अर्थ आलसी या निष्क्रिय है। रैमजे ने इसी नयी गैस का वाष्प घनत्व निकाला—यह २० के लगभग था। अतः उसने इस गैस का अणुभार ४० के निकट समझा। नाइट्रोजन और ऑक्सीजन की अपेक्षा यह अणुभार ऊँचा है, और इसी लिये रैले को हवा में से प्राप्त नाइट्रोजन रासायनिक नाइट्रोजन से कुछ अधिक भारी मिला था।

हीलियम की खोज—इधर रैमजे और रैले को आर्गन नामक एक नये तत्त्व का पता चला, उधर दूसरी ओर कई खोतों से एक नये तत्त्व के अस्तित्व की संभावना प्रकट होने लगी।

(क) १८ अगस्त, १८६८, की घटना है कि भारतवर्ष में पूर्ण सूर्य ग्रहण पड़ा। इस सूर्य से वर्ण मंडल के रश्मिचित्र (स्पैक्ट्रम) की अच्छी तरह परीक्षा की गयी। यह देखा गया कि रश्मिचित्र में एक नयी पीली रेखा है, जो सोडियम की परिचित रेखाओं, D_1 और D_2 , से भिन्न है। जानसेन (Janssen) ने इस रेखा का नाम D_3 रक्खा। यह रेखा पृथ्वी पर प्राप्त किसी भी तत्त्व से सम्बन्धित नहीं की जा सकती थी, इस आधार पर फ्रैंकलैंड (Frankland) और लॉकयर (Lockyer) ने यह प्रस्ताव किया कि यह किसी एक ऐसे तत्त्व के कारण है, जो पृथ्वी पर तो नहीं है, पर सूर्य में अवश्य है। इन व्यक्तियों ने इसका नाम हीलियम रक्खा क्योंकि ग्रीक भाषा में हीलियोस शब्द का अर्थ सूर्य है।

(ख) आर्गन की खोज के अनन्तर, रैमजे की यह इच्छा हुई कि पता चले कि आर्गन हवा में ही है, या और कहीं से भी मिल सकता है। उसका ऐसा

विचार था कि संभवतः यह कुछ खनिजों में भी हो। सन् १८६४ में मायर्स (Miers) ने उसे सज़ाह रेडियाएक्टिव क्षेत्र से प्राप्त यूरेनाइट या क्लीवाइट खनिजों की परीक्षा करने की दी। ये खनिज गरम किये जाने पर एक गैस देते-रहे हैं जिसे हिल्लेब्राण्ड (Hillebrand) ने १८८८ में नाइट्रोजन समझा था। यह गैस नाइट्रोजन के समान ही निष्क्रिय थी। आश्चर्य की बात यह है, कि हिल्लेब्राण्ड के एक सहयोगी ने यह प्रस्ताव भी किया था कि संभवतः यह गैस कोई नया पदार्थ हो पर किसी ने उसके प्रस्ताव को महत्व न दिया। यदि हिल्लेब्राण्ड अपने सहयोगी की बात मान लेता, तो उसे एक नये तत्त्व के आविष्कार का श्रेय मिल जाता।

अस्तु, रैमजे

और ट्रेवर्स

(Travers)

ने क्लीवाइट

खनिज की

परीक्षा आरंभ

की। उन्होंने

खनिज को

शून्य में अकेले

गरम किया।

अन्य प्रयोगों

में उन्होंने इसी

खनिज को

हालके सल-

फ्यूरिक एसिड

के साथ भी

गरम किया।

दोनों प्रकार से

ही जो गैस

मिली, उसका

२० प्रतिशत

अंश उन्होंने

कॉस्टिक पोटाश



चित्र १३६—सर विलियम रैमजे

क्रे विलियम के ऊपर विद्युत् चिनगारी वाली विधि से दूर कर दिया। शेष जो गैस मिली, उसकी परीक्षा आरंभ हुई। ये वे दिन थे जब विलियम क्रूक्स (Crookes) ने अपने स्पेक्ट्रोस्कोप नामक यंत्र को पूर्ण किया था। क्रूक्स रश्मिचित्र के विश्लेषण में विशेषज्ञ माना जाता था। रैमजे और ट्रैवर्स ने इस अवशिष्ट गैस को क्रूक्स के पास परीक्षण के लिये भेजा। क्रूक्स ने यह देखा कि इस गैस के रश्मिचित्र में अन्य कुछ रेखाओं के साथ साथ एक वह भी D_3 रेखा है, जिसे जानसन ने सूर्य के वर्णमण्डल में पाया था।

रैमजे ने इस गैस का वाष्पघनत्व निकाला जो 1.85 के लगभग निकला, जिसके आधार पर अणुभार 4 के निकट मालूम हुआ। सन् 1893 में रैमजे और ट्रैवर्स ने आंशिक अभिसारण विधि (diffusion) से इस नयी गैस से हलका भाग पृथक् करने में सफलता पायी थी। और उसने यह भी देखा कि अधिक प्रयत्न करने पर भी यह शेष हलका भाग विभिन्न अंशों में पृथक् नहीं किया जा सकता। जो थोड़ा भारी भाग आरंभ में मिला था, वह आर्गन का था।

इस प्रकार रैमजे और ट्रैवर्स ने यह सिद्ध कर दिया कि क्लीवाइट खनिज में से निकलने वाली गैसों में से एक गैस वही है, जो सूर्य के वर्णमण्डल में थी, और यह गैस इतनी हलकी है, कि इसका अणुभार 4 है। क्लीवाइट की इस गैस का नाम भी हीलियम रक्खा गया। रैमजे ने अपने आविष्कार की प्रथम सार्वजनिक घोषणा २७ मार्च १८९५ को ब्रिटिश कैमिकल सोसायटी के वार्षिक अधिवेशन में की।

क्लीवाइट (Clevite) से प्राप्त गैस के रश्मिचित्र में वे सब रेखायें मिलीं (१) जो आर्गन में थीं, (२) एक वह पीली रेखा मिली जो सोडियम की D_1 और D_2 से भिन्न थी, और जानसन की D_3 रेखा से मिलती जुलती थी; (३) कुछ अन्य रेखायें भी थीं जिनमें से एक हरित-नील भाग में बहुत अच्छी तरह से स्पष्ट थी।

वायुमंडल से प्राप्त आर्गन में क्लीवाइट से प्राप्त आर्गन रेखाओं के अतिरिक्त कासनी-भाग में तीन रेखायें और थीं। ये रेखायें क्लीवाइट वाली गैस के रश्मिचित्र में या तो थी ही नहीं, या बहुत हलकी सी थीं। इससे रैमजे ने अनुमान किया कि हवा में आर्गन के साथ कुछ अन्य गैसों भी बहुत सूक्ष्म अंश में विद्यमान हैं।

‘अन्य गैसों की खोज का इतिहास—हीलियम और आर्गन की खोज के अनन्तर यह प्रश्न उठा कि मैडलीफ के आवर्त संविभाग में इन्हें कहाँ स्थान दिया जाय। सन् १८६६ में जूलियट थॉमसन (Juliot Thomson) ने प्रस्ताव किया कि इनके लिये एक नया शून्य समूह बनाना चाहिये। उसकी ऐसी धारणा थी कि शून्य समूह में ६ तत्व होंगे जिनके परमाणुभार ४, २०, ३६, ८४, १३२ और २१२ के निकट होने चाहिये।

रैमजे और ट्रैवर्स को आर्गन और हीलियम दोनों ही हवा में मिले, अतः उन्हें यह भी विश्वास हो चला कि हवा में ही शेष चारों तत्व भी मिलेंगे।

‘उन्होंने १८ लीटर के करीब आर्गन तैयार किया, और इसे उन्होंने द्रव-वायु की सहायता से द्रवीभूत किया। उन्हें यह विश्वास था कि इस द्रव आर्गन में ही शेष तत्व होने चाहिये। द्रव आर्गन का विभिन्न दाबों के भीतर आंशिक वाष्पीकरण किया गया। सन् १८६८ में उन्होंने आर्गन में से दूसरा तत्व पृथक् किया। नवीन होने के कारण उन्होंने इसका नाम नेऑन रक्खा। इसका रश्मिचित्र भी लिया जो आर्गन के रश्मिचित्र से भिन्न था। इसका वाष्पघनत्व १०.१ था, अतः अणुभार २०.२ के निकट हुआ।

ऊपर जैसा कहा जा चुका है, रैमजे ने ध्वनि वेग के आधार पर यह निश्चित कर दिया कि ये गैसें एक-परमाणुक हैं। अतः इनके परमाणुभार भी ४ (हीलियम), ४० (आर्गन) और २०.२ (नेऑन) के लगभग हुए।

तीन तत्वों के अन्वेषणों से प्रोत्साहित होकर रैमजे और उसके सहयोगियों ने शेष तत्वों के लिए प्रयास आरंभ किया। अबकी उन्होंने बहुत ही द्रव वायु (३० लीटर) का आंशिक वाष्पीकरण किया। बड़े परिश्रम के अनन्तर उन्हें एक तत्व और मिला। इसका रश्मिचित्र पहले की गैसों के रश्मिचित्र से भिन्न था। इसका नाम उसने क्रिप्टोन रक्खा (क्रिप्टोस का अर्थ छिपा हुआ)। इसका परमाणुभार ८३ के निकट निकला। द्रव वायु में से ही एक दूसरा तत्व जीनन मिला। जीनन शब्द का अर्थ “अपरिचित” है। इसका परमाणुभार १३० के निकट मिला। इस प्रकार सन् १८६४ से १८६८ के बीच में सर विलियम रैमजे की प्रखर कुरालता के प्रमाण-स्वरूप पूरा एक समूह का समूह आविष्कृत हो गया।

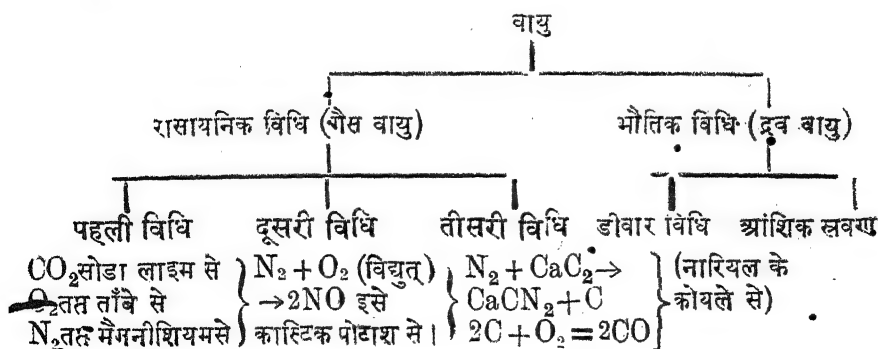
निष्क्रिय गैसों का पृथक्करण—निष्क्रिय गैसों या तो वायुमंडल में से

प्राप्त की जाती हैं, या खनिजों में से। वायुमंडल में इन गैसों का अनुपात निम्न प्रकार है—

आर्गन	१ भाग	१०७ भाग हवा में
नेओन	१ भाग	५५,००० " "
हीलियम	१ भाग	१८५,००० " "
क्रिप्टन	१ भाग	२००,००० " "
ज़ीनन	१ भाग	१७,०००,००० " "

ऐसे खनिजों में से जिनके पास रेडियमधर्मा तत्त्व हों, हीलियम गैस बहुधा निकला करती है। रेडियमधर्मा खनिज स्वतः विभाजित होकर ऐलफा कण (जो आवेशयुक्त हीलियम कण हैं), बीटा-कण (ऋणाणु) और गामा रश्मियें दिया करते हैं। ऐलफा कणों का आवेश विसर्ग होने पर ये हीलियम गैस में परिणत हो जाते हैं। यह हीलियम गैस खनिजों के छिद्रों में घुसी रहती है। क्लीवाइट, थोरियेनाइट, और ब्रोगेराइट के समान खनिजों में हीलियम गैस काफी पायी जाती है। समारे देश के द्रावनकोर राज्य के वायुमंडल में जहाँ मोनेज़ाइट खनिज पाया जाता है, हीलियम की अच्छी मात्रा है। हीलियम के साथ साथ आर्गन और नाइट्रोजन गैस भी खनिजों में प्रविष्ट पायी गयी हैं।

वायुमंडल से निष्क्रिय गैसों को पृथक् करने की जितनी भी विधियाँ हैं। वे दो समूहों में विभक्त की जा सकती हैं। एक तो वे जिनमें रासायनिक विधियों से वायु का नाइट्रोजन, ऑक्सीजन आदि अलग किया जाता है। दूसरी वे जिनमें द्रव वायु का उपयोग करते हैं।

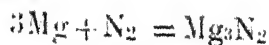


हम यहाँ पहले रासायनिक विधियों का उल्लेख करेंगे।

(१) रैले और रैमजें की प्रारम्भिक विधि—इस विधि में हवा में से पहले कार्बन ट्राइऑक्साइड अलग करते हैं। यह काम हवा को तप्त सोडा-लाइम पर प्रवाहित कर के और फिर कौस्तिक पोटाश के विलयन प्रवाहित करके किया जाता है। इसके बाद शेष हवा को फॉस्फोरस पंचऑक्साइड पर प्रवाहित करते हैं जिससे यह पूर्णतः शुष्क हो जाय। अब इस शुष्क हवा को रक्ततप्त ताँबे पर प्रवाहित करते हैं। ताँवा हवा का सम्पूर्ण ऑक्सीजन ले लेता है—

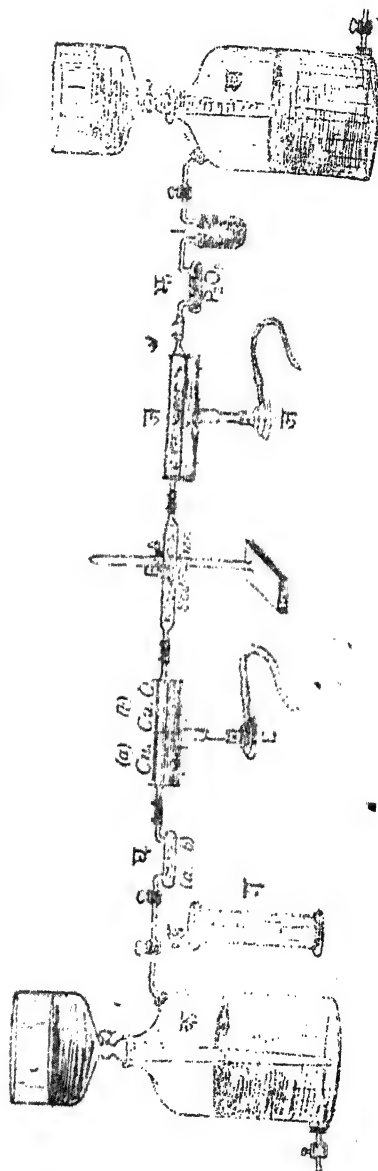


अब जो शेष नाइट्रोजन बचा उसे रक्ततप्त मैगनीशियम पर प्रवाहित करके दूर करते हैं। प्रतिक्रिया में मैगनीशियम नाइट्राइड, MgN_2 , बनता है—

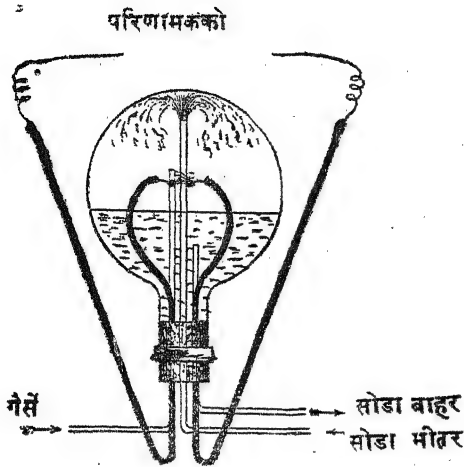


अब जो हवा बची उसे फिर ताँबे और मैगनीशियम पर होकर प्रवाहित करते हैं। कई बार ऐसा करने पर हवा का थोड़ा सा अंश बच रहता है, जो अधिकांश आर्गन है। इसमें कुछ अंश और निष्क्रिय गैसों के भी हैं।

(२) रैले और रैमजें की दूसरी विधि—यह विधि कैवेंडिश की

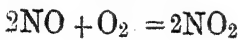
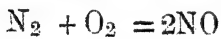


चित्र १३७—आर्गन बनाने की रैमजें-विधि



चित्र १३८—रैले विधि

भाग ऑक्सीजन और ६ भाग हवा इस अनुपात से हवा और ऑक्सीजन का मिश्रण लेते हैं। विद्युत् विसर्ग के प्रवाह पर हवा का नाइट्रोजन मिश्रण के ऑक्सीजन से संयुक्त होकर नाइट्रिक ऑक्साइड, NO , बनाता है। यह ऑक्साइड कॉस्टिक सोडा के फुहार द्वारा घोल लिया जाता है।



यदि गोले के भीतर कुछ ऑक्सीजन बच रहा हो, तो उसे अलग करने के लिए अब पायरोगैलोल विलयन प्रविष्ट कराते हैं। यह ऑक्सीजन के समस्त शोषण का शोषण कर लेता है।

इस विधि से निष्क्रिय गैसों का अच्छा मिश्रण प्राप्त होता है। इस मिश्रण में अधिकांश तो आर्गन होता है, और सूक्ष्मांश अन्य निष्क्रिय गैसों के। इस मिश्रण को द्रवीभूत कर लेते हैं। द्रव के आंशिक वाष्पीकरण द्वारा सब गैसों पृथक् की जा सकती हैं।

(३) फिशर (Fisher) और रिंग (Ringe) एवं क्रोमेलिन (Crommelin) ने बृहत् मात्रा में आर्गन प्राप्त करने के लिये मेगनीशियम

विधि का परिष्कृत रूप है।

चित्र में जैसा प्रदर्शित

किया है, वैसा एक बड़ा

काँच का गोला (५०

लीटर का) लिया जाता

है। इस गोले में कॉस्टिक

सोडा विलयन के प्रवाहित

किये जाने का विधान है,

और मैग्निम के दो भारी

विद्युत्-द्वार भी इसमें

लगे होते हैं। आवेश

बैठन से २,००० वोल्ट

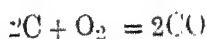
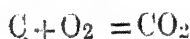
पर विद्युत् विसर्ग प्रवाहित

करते हैं। गोले में १३

के स्थान में कैल्सियम कार्बाइड का उपयोग किया। बेरियम कार्बाइड कैल्सियम कार्बाइड की अपेक्षा और अच्छा है। लोहे के एक भभके में कैल्सियम कार्बाइड और १० प्रतिशत कैल्सियम क्लोराइड का मिश्रण तपा कर 1100° पर रक्खा जाता है। इस पर से जब हवा प्रवाहित करते हैं, तो कार्बाइड सायनाइड में परिणत हो जाता है—



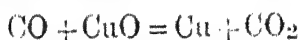
प्रतिक्रिया में जो कार्बन बनता है, वह हवा के ऑक्सीजन से संयुक्त होकर कार्बन एक्सीसाइड या द्विऑक्साइड बन जाता है—



कैल्सियम कार्बाइड और कार्बन द्विऑक्साइड के योग में कुछ कैल्सियम कार्बोनेट भी बन जाता है—



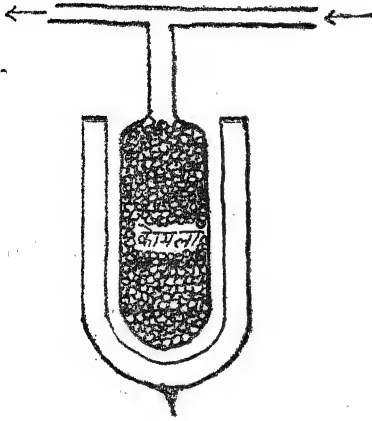
हवा को अब रक्ततप्त ताम्र ऑक्साइड पर प्रवाहित करते हैं, जिससे कार्बन एक्सीसाइड द्विऑक्साइड में परिणत हो जाय। यह द्विऑक्साइड फिर कॉस्टिक पोटाश के विलयन में शोषित कर लिया जाता है—



पानी की वाष्पें फिर सान्द्र सल्फ्यूरिक एसिड के ऊपर प्रवाहित करके दूर कर दी जाती हैं। इस विधि से लगभग दो दिन में ११ लीटर आर्गन गैस तैयार हो जाती है।

डीवार की विधि से निष्क्रिय गैसों पृथक् करना—हवा से जो निष्क्रिय गैसों का मिश्रण उपर्युक्त विधियों से प्राप्त होता है, उसमें हीलियम, नेऑन, आर्गन, क्रिप्टन, और ज़ीनन पाँचों गैसों होती हैं। इन्हें अलग अलग करने के लिये डीवार (Dewar) ने नारियल के कोयले का उपयोग किया। यह कोयला भिन्न भिन्न तापक्रमों पर कुछ गैसों का तो शोषण करता है, पर कुछ गैसों का नहीं।

इस काम के लिए एक गोले में नारियल का कोयला लेते हैं। गैसाश्श



(Gasholder) से गैस का मिश्रण इस गोले में भरते हैं। इस गोले को अब शीत-कुण्ड (शीतोष्मक) में रखते हैं। यहाँ यह निश्चित तापक्रम पर आधे घंटे तक रखा जाता है। गैस मिश्रण के कुछ अंश को कोयला सोख लेता है। शेष अंश को डॉपलर-पम्प द्वारा खींच कर बाहर निकाल कर दूसरे गैसाशय में भर लेते हैं।

नारियल के कोयले का यह गुण है कि— 100° पर यह आर्गन क्रिप्टन और ज़ीनन का शोषण करता है, पर अधिकांश हीलियम और नेओन बिना सोखे मुक्त रह जाता है।

इस प्रकार जो हीलियम और नेओन का मिश्रण प्राप्त हुआ उस -120° तापक्रम के कोयले के सम्पर्क में पूर्ववत् रखा जाता है। ऐसा करने पर नेओन का पूर्ण शोषण हो जाता है, पर हीलियम मुक्त रह जाता है।

वह कोयला जिसने -100° पर आर्गन, क्रिप्टन और ज़ीनन का शोषण किया था, अब दूसरे कोयले के सम्पर्क में लाया जाता है जिसे द्रव वायु से ठंडा रखा जाता है। ऐसा करने पर आर्गन इस कोयले में अभिसृत हो कर चला आता है। इस कोयले को अब गरम करें तो शुद्ध आर्गन मिलेगा।

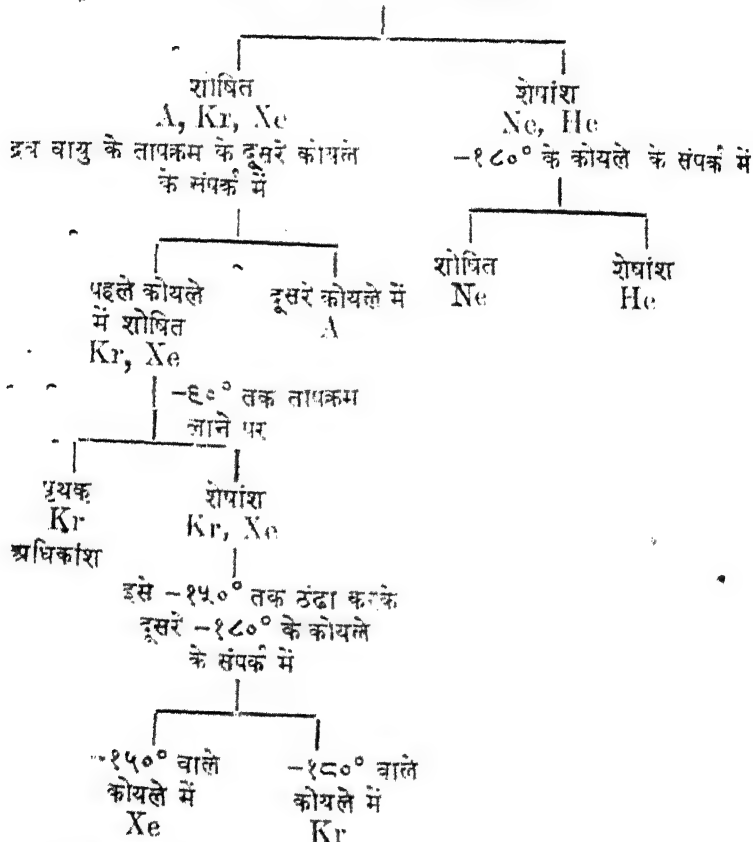
आर्गन अलग कर लेने पर अब क्रिप्टन और ज़ीनन कोयले में बचे। इस कोयले के तापक्रम को यदि अब बढ़ा कर -60° कर दें, तो अधिकांश शुद्ध क्रिप्टन पृथक् हो जाता है। कोयले में अब शेष क्रिप्टन और ज़ीनन का मिश्रण बचा। इसे अब कोयले के गोले में जिसे -150° तक ठंडा कर लिया हो रखें और इस कोयले को दूसरे कोयले के सम्पर्क में जिसका तापक्रम -120° हो रखें, तो क्रिप्टन -160° वाले गोले में चला जायगा, और ज़ीनन पहले गोले में बचा रहेगा। दोनों गोलों को अलग अलग गरम करने पर क्रिप्टन और ज़ीनन गैसें अलग अलग मिल जायँगी।

नीचे सारणी में इस विधि का सारांश दिया है—

निष्क्रिय गैस मिश्रण

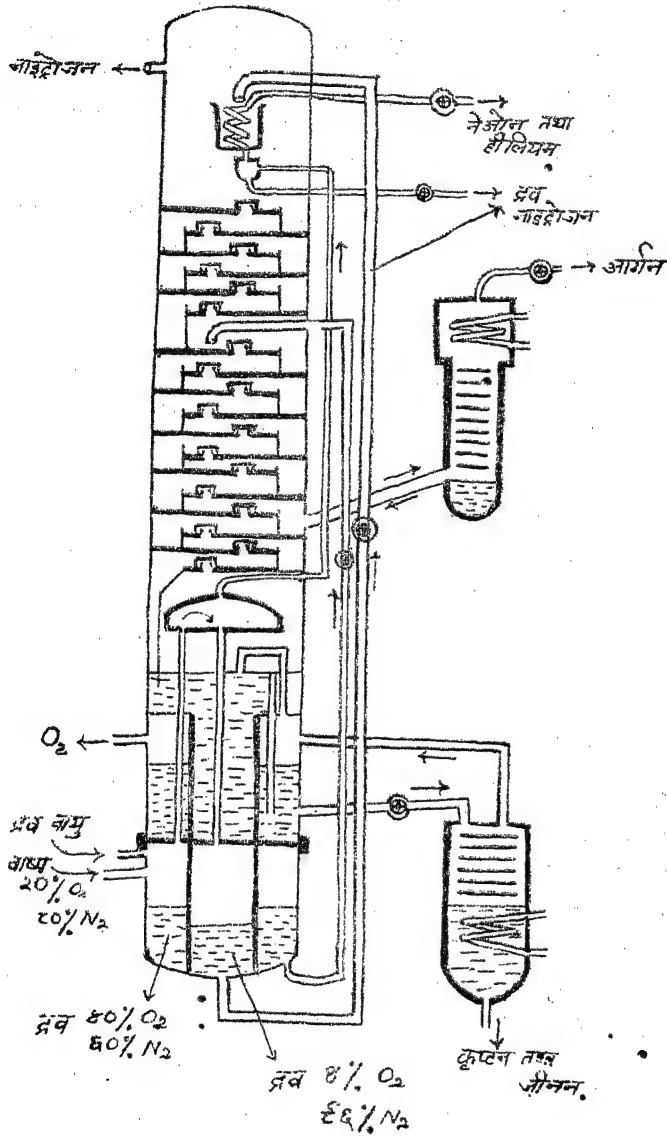
(A, Kr, Xe, Ne, He)

-१००° पर के कोयले के संपर्क में



द्रव वायु से निष्क्रिय गैसों प्राप्त करना—व्यापारिक मात्रा में आज-कल द्रव वायु के आंशिक पृथक्करण द्वारा निष्क्रिय गैसों अलग की जाती हैं। द्रव वायु में जो तत्व हैं, उनके क्रयनांक क्रमशः इस प्रकार हैं—

जीनन	-१०६.६°	नाइट्रोजन	-१५.७°
क्रिप्टन	-१५१.०°	नेऑन	-२४५.६२°
आर्गन	-१८२.६°	हीलियम	-२६८.८३°
आर्गन	-१८५.८४°		



चित्र १४०—हवा में से निष्क्रिय गैसों पृथक् करना
इस प्रकार हीलियम और नेऑन नाइट्रोजन से क्रमशः ७३° और ५०°

नीचे तापक्रमों पर उबलता है। अतः यदि इन तीनों के गैस मिश्रण को द्रवीभूत किया जायगा, तो अधिकांश नाइट्रोजन तो शीघ्र द्रव बन जायगा, और कुछ नाइट्रोजन, और सब नेऑन और हीलियम गैस अवस्था में रह जायेंगे। इस प्रकार क्लॉड (Claude) के आंशिक स्तंभ में द्रव के ऊपर नेऑन और हीलियम एवं कुछ नाइट्रोजन का मिश्रण होगा।

इस प्रकार इस आंशिक स्तंभ में द्रव ऑक्सीजन के ऊपर ही आर्गन की गैस होगी क्योंकि ऑक्सीजन तो -183° के निकट द्रवीभूत हो जायगा, पर आर्गन इससे नीचे -186° के निकट द्रवीभूत होगा, अतः यह अभी द्रव होने में बचा रहेगा।

द्रव ऑक्सीजन में क्रिप्टन और ज़ीनन होंगे क्योंकि वे ऑक्सीजन से पहले ही द्रवीभूत हो जाते हैं (उनके क्वथनांक ऑक्सीजन के क्वथनांक से ऊँचे हैं)।

इस प्रकार हमें तीन अंश मिले—

- (१) द्रव नाइट्रोजन के ऊपर कुछ नाइट्रोजन + हीलियम + नेऑन अवस्था में
- (२) द्रव ऑक्सीजन के ऊपर आर्गन गैस + ऑक्सीजन गैस
- (३) द्रव ऑक्सीजन में क्रिप्टन और ज़ीनन।

(क) हीलियम-नेऑन-नाइट्रोजन गैस मिश्रण को पम्प द्वारा पृथक् एक कुँडली-आकृति की नली में प्रवाहित करते हैं, और इस नली को वाष्प बन रहे द्रव नाइट्रोजन के प्रवाह में रखते हैं। यहाँ तापक्रम नाइट्रोजन के क्वथनांक से कम हो जाता है अतः गैस मिश्रण का अधिकांश नाइट्रोजन इस स्थल पर द्रवीभूत हो जाता है। जो कुछ नाइट्रोजन बच रहता है वह रासायनिक विधि से (जैसे कैल्सियम कार्बाइड पर प्रवाहित करके, $\text{CaC}_2 + \text{N}_2 = \text{CaCN}_2 + \text{C}$) दूर कर लिया जाता है। अब जो गैस-मिश्रण मिला उसमें ३ आयतन नेऑन के और १ आयतन हीलियम के रहते हैं।

नेऑन और हीलियम को पृथक् करना कुछ कठिन है। इस काम के लिये द्रव हाइड्रोजन का उपयोग करते हैं। नेऑन तो इस तापक्रम पर द्रवीभूत हो जाता है, पर हीलियम रह जाता है।

(ख) अब द्रव ऑक्सीजन के ऊपर वाले मिश्रण को लेते हैं, जिसमें आर्गन और ऑक्सीजन गैसें होती हैं। इन दोनों के क्वथनांकों में केवल

३०° का अन्तर है। इसलिये इनका अलग अलग करना कठिन हो जाता है। इस काम के लिये लिंडे-आर्गन स्तंभ (Linde argon column) का उपयोग किया गया है। कुछ कुंडलियों में द्रव नाइट्रोजन रखते हैं, और आर्गन-ऑक्सीजन गैस को कुंडली के बाहर चारों ओर प्रवाहित करते हैं। ऐसा करने पर ऑक्सीजन द्रवीभूत हो जाता है, आर्गन गैसावस्था में बाहर आ जाता है।

(ग) द्रव ऑक्सीजन में क्रिप्टन और ज़ीनन रहते हैं। इस द्रव में से धीरे-धीरे ऑक्सीजन को वाष्पीभूत होने देते हैं, ऐसा करने पर द्रव में ऑक्सीजन की सापेक्ष सान्द्रता कम और क्रिप्टन-ज़ीनन की सान्द्रता बढ़ने लगती है।

क्रिप्टन और ज़ीनन के क्वथनांकों में ४५° का अन्तर है, ऑक्सीजन और क्रिप्टन के बीच भी ३०° का अन्तर है। अतः श्रव आंशिक पृथक्करण द्वारा आंशिक स्तम्भ में तीनों को आसानी से अलग कर लेते हैं।

हीलियम, He

इसकी खोज का इतिहास आरंभ में दिया जा चुका है जहां यह उल्लेख किया गया है कि १८६८ में किस प्रकार सूर्य के वर्णमंडल में इसका पता चला और क्लीवाइट खनिज से रैमज़े और ट्रैवर्स ने किस प्रकार गरम करके इसे प्राप्त किया।

यह भी कहा जा चुका है कि अधिकांश रेडियम-धर्मा तत्त्व विभाजित होते समय ऐलफा कण देते हैं, जिनके कारण यूरेनियम और थोरियम खनिजों में हीलियम पाया जाता है। क्लीवाइट या मोनेज़ाइट खनिजों को शून्य में ज़ोरों से गरम करने पर यह शोषित हीलियम गैस निकल आती है। बहुत से गरम पानी के चश्मों में से निकली गैसों में भी ५ प्रतिशत के लगभग हीलियम गैस पायी जाती है। संयुक्त राज्य अमेरिका में जिस प्राकृतिक गैस का उपयोग जलाने के काम में होता है, उसमें हीलियम गैस काफ़ी मात्रा में होती है। कहा जाता है कि प्रतिवर्ष १॥ लाख घनफुट हीलियम गैस प्राकृतिक गैस के जलाने में व्यर्थ चली जाती हैं। इस प्राकृतिक गैस में ०.६ प्रतिशत हीलियम होता है, ६७% हाइड्रोकार्बन और ३०% नाइट्रोजन होते हैं। इस मिश्रण को द्रवीभूत करके आंशिक पृथक्करण द्वारा हीलियम प्राप्त कर लेते हैं।

हीलियम गैस नीरंग, निःस्वाद, और निर्गन्ध गैस है। यह एक-परमाणुक है ($\frac{m_d}{m_a} = 1.642$)। इसका क्वथनांक 4.2°A (-268.6°) है। द्रव हीलियम को वेग से उड़ाने पर ठोस हीलियम प्राप्त होता है। जैसे हाइड्रोजन आर्बो और पैरा के भेद से दो प्रकार का है, उसी प्रकार हीलियम भी हीलियम-प्रथम (He-I) और हीलियम-द्वितीय (He-II) दो प्रकार का पाना जाता है। यह हीलियम-द्वितीय अपने गुणों में विचित्र है।

हीलियम हलका तत्व है—इस बात में हाइड्रोजन के बाद इसी की गिनती है। इसमें यह अच्छाई है कि यह जलता नहीं, अतः इसका उपयोग गुब्बारों या हवाई विमानों में किया जाता है। इसमें हाइड्रोजन की अपेक्षा यह और अच्छा गुण है कि गुब्बारों के थैलों में से निकल कर उतनी शीघ्र नहीं भागता कि जितनी कि हाइड्रोजन।

द्रव हीलियम सबसे पहिले १९०७ में केमरलिंग ओन्स (Kamerlingh Onnes) ने प्राप्त किया था। द्रव का घनत्व 0.125 है। इसका पृष्ठतल लगभग चौरस होता है, अर्थात् पृष्ठ तन्वता इसकी बहुत कम है। 0.52°A पर इसकी विद्युत् चालकता शून्य है। हीलियम के रश्मित्र में D_3 रेखा 5461 उल्लेखनीय है। स्फुरन नली में इसका आभा ७ मि० मी० पर पीली, २ मि० मी० पर हरी है।

नेओन, Ne

रैमजे और ट्रेवर्स ने इसका सन् १८९८ में खोज की। यह भी नीरंग, निःस्वाद, और नीरंग गैस है। इसके तीन समस्थानिक २०, २१ और २२ हैं। उबलते हुए हाइड्रोजन के क्वथनांक पर यह द्रवीभूत होता है।

नेओन के रश्मित्र में नारंगी और लाल रंग की रेखाएँ होती हैं। नेओन का उपयोग नेओन-दीप बनाने में किया जाता है। इन दीपों का उपयोग विज्ञापनों के संकेतों के काम में होता है। ये लैम्प १०-२० फुट लम्बी काँच की नलियाँ होती हैं, जिनके दोनों सिरों पर विद्युत्-द्वार (एलेक्ट्रोड) होते हैं। इन नलियों पर १० मि० मी० पारे के दाब पर नेओन गैस भरी होती है। १००० वोल्ट पर विद्युत् विसर्ग प्रवाहित करने पर ये सुन्दर नारंगी-लाल रंग की आभा देती हैं। यदि नेओन दीप में थोड़ी सी पारे की भाप और कुछ आर्गन भी नेओन के साथ मिला दिया जाय, तो दीप की आभा सुन्दर

नीले रंग की होगी। नेओन और हीलियम के मिश्रण की आभा सुनहरे रंग की होती है। नेओन दीप की नलियों के काँच यदि रंगीन लिए जायें तो आभायें अन्य रंगों की भी प्राप्त हो सकती हैं।

आर्गन, A

आर्गन की खोज का इतिहास पहले लिखा जा चुका है। “वायुमंडल से प्राप्त आर्गन” को द्रवीभूत करके यदि इसका आंशिक पृथक्करण करें तो शुद्ध आर्गन मिल सकता है। यह भी नीरंग, निःस्वाद और निर्गन्ध गैस है। आर्गन का परमाणुभार 39.948 पोटेसियम के परमाणुभार (39.1) से अधिक है, फिर भी इसको संविभाग में पोटेसियम से पूर्व स्थान मिली है। इसके दो समस्थानिक 40 और 36 परमाणुभार के भी ज्ञात हैं।

यह नाइट्रोजन और ऑक्सीजन की अपेक्षा पानी में अधिक विलेय है। इसका द्रवणांक -182.5° और क्वथनांक -186.1° है। आर्गन के हाइड्रेटों का उल्लेख अध्याय के आरम्भ में किया जा चुका है।

आर्गन का उपयोग धातु-तत्व वाले विद्युत् दीपों में किया जाता है।

आर्गन विद्युत् विसर्ग में नारंगी रंग की आभा देता है। इसके रश्मिचित्र में उल्लेखनीय रेखायें 6564.6 , 7064.8 (लाल); 6034.8 (पीला); 4481.0 , 4602 (हरा); और 4200 (कासनी) हैं।

क्रिप्टन, Kr और ज़ीनन, Xe

क्रिप्टन भी नीरंग, निःस्वाद, निर्गन्ध गैस है। इसका परमाणुभार 83.8 है, पर इसके समस्थानिक अनेक भारों के (72 से 84 तक) पाये जाते हैं। क्रिप्टन आसानी से द्रवीभूत हो जाता है। द्रव क्रिप्टन का क्वथनांक -153° है, और हिमांक -157° है।

ज़ीनन का वाष्प घनत्व 65.35 और परमाणुभार 131.3 है। 124 से 136 तक के इसके 8 समस्थानिक ज्ञात हैं। यह क्रिप्टन की अपेक्षा और अधिक आसानी से द्रवीभूत होता है। द्रव का क्वथनांक -106° है। ठोस ज़ीनन का द्रवणांक -112° है।

क्रिप्टन पीत-हरे रंग की विद्युत्-आभा देता है, पर विसर्ग के अनुसार ज़ीनन हरे या नीले रंग की आभा देता है।

रेडन (Rn), रेडियम इमेनेशन या निटन (Nt)

यह हवा में से प्राप्त गैस नहीं है। यह रेडियम के विभाजन से प्राप्त होता है। रेडियम बहुत धीरे धीरे विभाजित होता है। १५८० वर्ष में जाकर रेडियम आधा विभक्त हो जाता है पर निटन ३७८ दिन में ही विभक्त होकर आधा रह जाता है। अतः यह स्पष्ट है कि संसार में प्राप्त थोड़े से रेडियम से कितना रेडन या निटन प्राप्त हो सकता है। १ ग्राम रेडियम से १ दिन में ४ घन मिलीमीटर (लगभग ०.००४ मिली ग्राम) निटन प्राप्त करने के लिये रेडियम लवणको पानी में घोलेते हैं। रेडियम के विभाजन से निटन और साथ ही साथ कुछ ऑक्सीजन और नाइट्रोजन भी मिलते हैं। इनको कुंडली की आकृति की नलियों में प्रवाहित करके यदि द्रव वायु को ठंडा करें तो निटन द्रवीभूत हो जाता है।

अब तक ५४०० मिलीग्राम से अधिक शुद्ध निटन नहीं प्राप्त किया जा सका। रैमझे की ही यह प्रयोगकुशलता थी कि वह अति सूक्ष्म तुला पर इसका घनत्व ठीक ठीक निकालने में समर्थ हुआ। उसकी यह तुला ०.०००००२ मिलीग्राम तक की वृद्धि ठीक बता सकती थी। निटन का घनत्व १११.५ निकला जिसके आधार पर परमाणुभार २२२ निर्दिष्ट हुआ। सिद्धान्ततः इसका परमाणुभार रेडियम के परमाणुभार और हीलियम का अन्तर होना चाहिए अर्थात् $२२५.६ - ४.० = २२१.६$ ।

निटन का राशमन्त्र भी लिया गया है। इसका क्वथनांक -६२° है और हिमांक -७१° । इसके तीन समस्थानिक ज्ञात हैं, जो रेडियम से, पोलोनियम-X और फ्रेडोनियम से क्रमशः प्राप्त होते हैं।

प्रश्न

१. मंडलीक के आवर्त संधिभाग में शून्य समूह की विवेचना करो।
२. हीलियम और आर्गन की खोज का इतिहास दो।
३. द्रव वायु से आर्गन और अन्य दुष्प्राप्य गैमें किस प्रकार पृथक् की जाती हैं?
४. कैसे भिन्न करोगे कि शून्य समूह की गैमें "एक-परमाणुक" हैं? इनका परमाणुभार कैसे निकालते हैं?
५. क्या हीलियम के कुछ यौगिक ज्ञात हैं?
६. नेऑन के क्या उपयोग हैं?
७. शून्य समूह के तत्वों का ऋणाणु उष्क्रम दो।

अनुक्रमणिका

- अपचयन, reduction ११६-१२१
 अभ्रत २, ४७४
 अमोनियम २६४-२७१, संरस (एम-
 लगम) २६४, फ्लोराइड, क्लो-
 राइड, सल्फेट २६५, सल्फाईड,
 कार्बोनेट २६६, सायनाइड,
 सायनेट, नाइट्राइट २६७, नाइट्रेट,
 फॉस्फेट २६८, द्विक्रोमेट,
 क्लोरेट, मॉल्लिब्डेट २६९, मूल
 २७०, २७१
 अमोनिया ६१८-६२९, हाबर विधि
 ६१९, इलूटियस विधि, सरपेक
 विधि, कोलमस से ६२२,
 क्रा संगठन ६२३, गुण ६२४,
 रासायनिक गुण ६२५-६२९
 अमोनिया-सोडा विधि २१५-२१८
 अम्लराज, aqua regia ६७४
 अयस्क, ore १२४, १३७, परिवेषण,
 dressing १२६, का सान्द्रि-
 करण, concentration १२७,
 निस्तापन, calcination
 १२९, जारण, roasting १३०
 अर्धजल गैस, semiwater-५०३
 अल्ट्रासेरीन ४७४
 आइसलैंड स्फार ३६९
 आयनीकरण विभव, ionisation
 potential ८९, १०३६
 आयोडाइड ९९७, प्रोटैसियम ९९७,
 मरक्यूरिक ९९८
 आयोडिक एसिड १००१
 आयोडीन ९८८-१००५, नरकुलों की
 राख से ९८९, केलीचे से ९९१,
 गुण ९९२, टिक्चर आव ९९३,
 एकक्लोराइड ९९८, त्रिक्लो-
 राइड ९९८, सल्फेट ९९९,
 पंचफ्लोराइड, ऑक्साइड ९९९,
 पंचऑक्साइड १०००
 आयोडेट १००३
 आयोडोविसमयस एसिड ७६६
 आर्गेन ११६३
 आर्जिरोडाइड ५९१
 आर्जोडाइड ३०२
 आर्जेन्टोफेरस अयस्क ३०६
 आर्जेन्टोसायनाइड ३०७
 आर्सीन ७३३
 आर्सीनियस ऑक्साइड ७३४,
 एसिड ७३६
 आर्सेनिक ७२९-७४४, खनिज
 और अयस्क ७२९, धातुकर्म
 ७३०, ऐलफा (पीला) ७३०,
 बीटा (काला) ७३१, गामा
 (धूसर) ७३१, गुण, परमाणु-
 भार ७३२, हाइड्राइड ७३३,
 ऑक्साइड ७३४, ७३८, एसिड

७३८, सलफाइड ७४० पंच-	ऋणाणु उपक्रम ४८-५३
सलफाइड ७४२, फ्लोराइड	एकसन ४९२
७४२, क्लोराइड, ऑक्सिकली-	एंगलेसाइट ५७२
राइड ७४३, ब्रोमाइड, आयो-	एडेमेंटाइन ५३०
डाइड ७४४	एंटीमनस एसिड, मेटा ७५२,
आर्सेनिकेल माक्षिक १०४१	पायरो ७५३
आर्सेनेट ७३९	एंटीमनाइट ७४५, ७५३
आवर्तता, periodicity और	एंटीमनिल मूल ७६०
भौतिक गुण ८८-९२	एंटीमनियेट, एंटीमनेट ७५४, ७५५
आवर्त संविभाग, classification	एण्टोमर्न ७४४-७६०, अयस्क ७४५,
periodic ७०:९५	धातुकर्म ७४५, गुण ७४७,
इड्रिपन भट्टा ४१९	रूपान्तर ७४७, रासायनिक
इंडियम ४७८-४७९, ऑक्साइड,	गुण ७४८, मिश्र धातु ७४९,
नाइट्रेट, सल्फेट, त्रिफेनिल ४७९	हाइड्राइड ७४९, ऑक्साइड
इयूक्लोरीन ९७४	७५२-७५५, चतुः ऑक्साइड
इरिडोस्मिन ११२०	७५५, पंचोक्साइड ७५४, सल्फा-
इरोडियम ११३०-११३१	इड ७५६-७५८, क्लोराइड
इलमनाइट ५९४	७५८, ऑक्मिकलोराइड ७५९,
इस्पात १०५३-१०६०, सीमेंटोकरण-	ब्रोमाइड, आयोडाइड, सल्फेट,
विधि १०५३, बेसामर १०५४,	टारट्रेट ७५९
विवृत चुल्लिविधि, सीमेंस-मार्टिन	एण्डरसन, Anderson ६४
१०५६, विद्युत् विधि १०५७,	एण्ड्रूज ७८३
की प्रकृति १०५९, मृदुकरण	एनहाइड्राइड ३५६
१०५९	एप्सोमाइट ३४५, ३५४
उडेल ९९०	एम्मीयर ९४१
उत्पादक गैस, producer gas ५००	एलकेमी १८
उत्प्लावन, flotation, विधि १२८	एलहुजाय ९२३
उपचयन, oxidation ११६-१२१	एलुनाइट ४५७-४७१
उपरस ४	एस्वेस्टस ३४५, ५४१
उर्बा ५९९	एक्युमुलेटर, संचायक सेल ५८१
उलेक्साइट ४४३	एज़ाइड ६३६
उल्लोआ १११९	एज़ोइमाइड ६३५

ऐन्थोसाइट ४९६
 ऐल्फा किरण ४१
 ऐलेक्ट्रोन, ऋणाणु ४०
 ऐल्यूमीना ४६३
 ऐल्यूमिनेट ४६५
 ऐल्यूमिनो तापन-विधि ४६३, ८९८,
 १०१०
 ऐल्यूमीनियम ४५६-४७७, अयस्क
 ४५७, धातुकर्म ४५७-४६३,
 संशोधन ४६०, मिश्रधातु
 ४६३, ऑक्साइड ४६३,
 हाइड्रोक्साइड ४६४, परी-
 क्साइड ४६५, क्लोराइड
 ४६७, ब्रोमाइड, आयोडाइड,
 फ्लोराइड ४६८, नाइट्राइड,
 नाइट्रेट, ऐसिटेट ४६९, कार्बो-
 इड, सल्फाइड, सल्फेट ४७०
 ऐस्टेटोन् १००५
 ओजोन ७९३-८०१, बनाना ७९४,
 सूत्र ७९६, गुण ७९७, के साथ
 प्रतिक्रियायें ७९८, पहिचान
 ८०१
 ओजोनाइज़र ७९४-७९५
 ओजोनाइड ८००
 ओजोनिक ऐसिड ८००
 ओडॉलिंग ९६९
 ओलियम ८४९
 ओलिविन ५४१
 ओशोआ ९६९
 ओसान ११२०
 ऑक्साइड ७९१, शिथिल ७९१,
 अम्लिक, आम्लिक, भास्मिक,

उभयधर्मी, परीक्साइड ७९२,
 संयुक्त ७९३
 ऑक्सीजन ७७७-७९१, बनाने की
 विधियाँ ७७९, ७८७, व्यापा-
 रिक विधि ७८३, त्रिन-
 विधि ७८३, गुण ७८९, चक्र
 ७९१
 ऑरफोर्ड विधि ११०५
 ऑर्थोक्लेज़ ४७४, ५४१
 ऑपिमेंट ७२९
 ऑसमियम ११२८-११२९
 ऑसमिरीडियम ११२५, ११३०
 ऑसमिल यौगिक ११२९
 ऑसमेट ११२८
 ऑस्टेनाइट १०६१
 ऑरस ऑक्साइड ३२८, क्लोराइड,
 ब्रोमाइड ३३०, आयोडाइड,
 सायनाइड ३३१
 ऑरिक ऑक्साइड ३२८, क्लोराइड
 ३२९, ब्रोमाइड ३३०
 ऑरिक्लोरिक ऐसिड ३२९
 ऑरिथायोसल्फेट ३३२
 ऑरिब्रोमिक ऐसिड ३३१
 ऑरिसायनाइड ३३२
 कठोरता, जल की, अस्थायी १७१,
 स्थायी १७१, परम्यूटाइट विधि
 १७२, मेटाफॉस्फेट विधि १७३
 कणाद १७, परमाणुवाद २५
 करशॉफ, Kirchhof २५८, २६१
 कर्सास ८०३
 काँच का व्यवसाय, glass ५४५-
 ५५०, के रंग ५४७, भट्टियाँ

५४७, मृदुकरण ५४९, जातियां
५४९, साडा, बाहेमियम, फिल्ट
५४९, येना, पायरेक्स, क्रूक्स,
जल ५५०

काँसा २८९

कान्सटनटन ११११

कार्टर विधि ५८५

कार्नेलाइट ३४५

कार्नेलाइट ३९२, ७६८, ९२९

कार्बन ४८५-५२६, और सीसा और

वंग ४८७, के बट्टेकर ४८९-४९७,

असणिम ४९३, आक्साइड ५०४,

सर्वाक्साइड ५०४, एक्सिडाइड

५०५, ५०९, ट्राइऑक्सिडाइड ५०९-

५१५, ट्राइसलफाइड ५१६, मव-

सलफाइड ५१८, सलफोमिले-

नाइड, सलफोटेमुराइड ५१९,

फॉस्फाइड ५२०, चतुःफॉस्फाइड

५२०, और सिलिकन ५२८

कार्बोनीकृत जलगैस, carburetted
water gas ५०२

कार्बोनिल ११०६, १११५, ११२६

कार्बोनिड क्लोराइड ५०७, सलफाइड
५०७

कास्टनर Castner २०३

किंगजेट, Kingzett १८७

किप, उपकरण ८१८

क्लोरेटाइट ३४५, ३५४

क्लोमियागोरी २६-३१

कुफर निकेल ११०४

कुटियस ६३५

कर्सो ९४८

कूपराइट ११२०

कृत्रिम रेडियमधर्मा तत्त्व, artificial
radioactive ६७

केओलिन ४७४

केथालिनाइट ५४१

केरीत्सारी, Cannizzaro ३७

केलकेरोनी ८०५

केलेवेराइट ३२५

केल्मल ४२७

केल्प ९८९

केल्विन ७८४

केसलर उपकरण ८४७

केस्टनर, Kestner २०८

कैडमियम ४१४-४१८, धातुकर्म

४१४, गुण ४१४, परमाणुभार,

ऑक्साइड, हाइड्रोक्साइड, ४१४,

कार्बोनेट, सलफाइड ४१५, सल-

फेट, क्लोराइड, आयोडाइड, ४१७,

नाइट्रेट ४१८, का तांबे से

पृथक्करण ४१६

कैरो का ऐनिड ८६१

कैल्साइट ३६९

कैल्मियम ३५६-३७६, खनिज

३५६, धातुकर्म ३६३, गुण

३६४, परमाणुभार ३६४,

ऑक्साइड ३६४, परीक्साइड

३६५, हाइड्रोक्साइड ३६६,

हाइड्राइड, कार्बाइड ३६७,

ऐनीटेड, ऑक्जलेट ३६८,

कार्बोनेट ३६९, सायनेमाइड,

नाइट्राइड, नाइट्रेट, फॉस्फाइड,

फॉस्फेट ३७१, सुपरफॉस्फेट

फेट ३७२, सलफाइड, ३७२,	कोयला, लकड़ी का ४९३, जाम्बव
विस्फुरक सलफाइड, बाइसल-	४९५, बिटुमिनी ४९६
फाइट, सलफेट ३७३, क्रोमेट,	कोरंडम ४५७
फ्लोराइड ३७५, प्लम्बेट ७८९	कोरोसिव सब्लिमेट ४३१
कैलेटे ७८४	कोल गैस ४९७-५००
कैलेमाइन ४०२	कोलम्बाइट ७७०
कैल्क्स्पार ३६९	कोलम्बियम ७७०-७७२, धातुकर्म
कैवेण्डिश, Cavendish १६४, ११४७	७७०, गुण, यौगिक ७७१
कैसनर ७८९	ऑक्सि-फ्लोराइड ७७१
कैसिटेराइट ५५७	कोलर की खानें ३२२
कैसियस, Cassius, का नीलरक्त ३२७	कोलेमेनाइट ५४३
कोबल्ट १०९२-११०३, धातुकर्म	काँस्टर और हेवैसी ५९९
१०९२, गुण १०९३, ऑक्सा-	क्यूप्रस २९२-२९५, क्लोराइड
इड, हाइड्रोक्साइड १०९४-	२९२, आयोडाइड, सल्फेट,
१०९५, परीक्साइड १०९६,	सलफाइड, सलफाइट, नाइ-
नाइट्रेट १०९९, कार्बोनिल	ट्राइड २९४, नाइट्राइट, साय-
११०० सिलिकेट स्माल्ट	नाइड २९५, संकीर्ण यौगिक
११००, फॉस्फेट ११००	२९९
कोबल्ट ग्लास १०९२	क्यूप्रोप्रोपियोनियम हाइड्रोक्साइड २९२,
कोबल्ट ब्लूम ७३०	३०१
कोबल्टस लवण १०९६-११००	क्यूप्रिएमिन क्लोराइड ३०१ -सल-
क्लोराइड १०९७, ब्रोमाइड,	फेट ३०१
आयोडाइड, सलफेट १०९८,	क्यूप्रिक २९५-२९९, आयन २९५,
अमोनियम सलफेट १०९८,	क्लोराइड २९६, कार्बोनेट,
नाइट्रेट १०९९, कार्बोनेट	ऐसीटेट २९७, नाइट्रेट, नाइ-
११००	ट्राइड, सायनाइड, सल्फाइड,
कोबल्टाइट ७३०, १०९२	सलफेट २९८, संकीर्ण यौगिक
कोबल्टिक लवण ११०१-११०३,	३०१
फिटकरी, सायनाइड ११०१	क्यूप्रोएमिन क्लोराइड ३००
कोबल्टनाइट्राइट १०९९	क्यूप्रोसायनाइड ३००
कोबल्टैमिन ११०२	क्यूरी, मेडेम ३९१

क्यूरी और जोलिओ ६७	क्लेग्रॉव ५९४, ५९७, ८८८, ९१८,
क्राइसोबेरी ३४०	९२८
क्रायोलाइट ४५७, ९४७	क्लोरोएपेटाइट ६८७
क्रिप्टन ११६३	क्लोर्स ऐसिड ९७०
क्रिस्टोबेलाइट ५३६-५३७	क्लोराइड ९६१
क्रूशॉक ७९३	क्लोरिक ऐसिड ९७१
क्रूकेसाइट ४८०	क्लोरीन ९४८-९७८, बनाने की
क्रूक्स ४८०, ११५१	विधि ९५०-९५४, वेल्डन विधि
क्रोकोइसाइट ८९७	९५१, डीकेन विधि ९५२,
क्रोम फिटकरी ९१७	गुण ९५४, जल ९५५, से डा-
क्रोम क्लोराइड ९११, ऐसीटेट,	चवन ९५६, ऑक्साइड ९६२-
सल्फेट, हाइड्रोक्साइड ९१२,	९६४, एक्रोक्साइड, ९६२,
ऑक्साइड, कार्बोनेट ९१३	ट्रिऑक्साइड ९६३, त्रिऑक्सा-
क्रोमाइट ८९७	इड, सप्तोक्साइड ९६४,
क्रोमिक ऑक्साइड ९०१, हाइड्रो-	चतुः ऑक्साइड ९६५, ऑक्स-
क्साइड ९०२, ऐसिड ९०४,	यीगिकों का संगठन ९७६-९७८
क्लोराइड ९१४, फ्लोराइड	क्लोरेट ९७३
९१५, ब्रोमाइड, सल्फेट ९१६,	क्लोरोपेटाइट ३५६, ६८७
नाइट्रेट, फॉस्फेट, सल्फाइड,	क्लोरो-क्रोमेट ९०९
सायनाइड ९१७	क्लोरोप्लम्बेट ५८८
क्रोमिटाइट ८९७	क्लोरोप्लैटिनिक ऐसिड ११३६
क्रोमिल क्लोराइड ९०८, ९०९	क्लोरोफॉस्फोमाइड ७२५
क्रोमियम ८९७-९१८, धातुकर्म	क्लोरोबिसमयस ऐसिड ७६६
८९७-९००, ऑक्साइड, हाइ-	क्लोरोसल्फोनिक ऐसिड ८७५
ड्रोक्साइड ९००, एकार्थ ऑक्सा-	क्लोस ११२०
इड ९०१, ट्रिऑक्साइड ९०३,	क्वार्ट्ज ५३७
ट्रिऑक्साइड ९०४	क्षार तत्त्व १९१-२७१, श्रृणानु-
क्रोमेट ९०५	उत्क्रम १९४
क्रोमेलिन ११५५	क्षारीय पार्थिव तत्त्व ३३५-३९५
क्लोवाइट ११५०, ११५१, ११५३	पारस्परिक समानतायें ३३७-
क्लेमेट ८६०	३३९

क्षेपक, reverberatory, भट्टी ५७२

खैर (cupellation) विधि ३०३

गन्धक ४, ८०३-८८०, व्यवसाय

८०४-८०९, सिसिली का ८०४,

फ्रैश या लूसियाना विधि ८०६,

८०७; माक्षिक से ८०७,

क्षार अवशेषों से ८०८, स्पैटो-

क्साइड से ८०९, के रूपान्तर

८०९, राँम्भिक ८११, एका-

नताक्ष (मोनोक्लिनिक), ८११,

डेल्टा (अमणिभ) ८१२, गामा

८१२, इलैश (कोलायडाय)

८१३, नेक्रियस ८१३, द्रव

८१३, वाष्प ८१४, गुण ८१५,

उपयोग ८१६, परमाणु-भार

८१६, फ्लोराइड ८२५, एक-

क्लोराइड ८२६, द्विक्लोराइड

८२७, चतुक्लोराइड ८२७,

एकब्रोमाइड, एकौक्साइड,

सेस्क्विऑक्साइड ८२८,

द्विऑक्साइड ८२९-८३२,

त्रिऑक्साइड ८३८-८३९,

यौगिकों का ऋणाणु संगठन

८७८-८८०

गलित (स्यन्द), slag १३१

गल्य १०५०

गान १०१०

गामा किरण ४२

गारनीराइट ११०४

गार्नेट ५४१

गिल भट्टी ८०५

गीबर १९

गुडविन विधि ३७६

गुणित अनुपात का नियम २३

गुप्त स्याही १०९८

गोबर ८४०

गेलिस ८६९

गेलीना ५७२

गे लूजाक २४, ९४१, ९४९, ९८८,

स्तम्भ ८४२

गैलर्ड स्तम्भ ८४७

गैलियम ४७७, ४७८, ऑक्साइड

हाइड्रिक्साइड, सल्फाइड ४७७,

सल्फेट, नाइट्राइड, नाइट्रेट,

क्लोराइड, त्रिमेथिल ४७८

गोथाइट १०६८

गोल्डस्मिट, Goldschmidt १३८,

४६२, तापन विधि ८९८

गोल्ड, देखो स्वर्ण

ग्रीगर ५९४

ग्रीनोकाइट ४१३

ग्रेकाइट ४९१-४९३

ग्रेफिटिक ऐसिड ४९२

ग्रेहम ५४०, ७८९

ग्लूसिनम ३४०

ग्लोबर स्तम्भ ८४२

ग्लोबर Glauber १९, ९८४

चतुःक्रोमेट ९०९

चतुःथायोनिक ऐसिड ८६९-८७०

चपल ३

चरम दाब और तापक्रम ७८४

चान्स विधि, Chance's २१४-२१५

चांदी, देखो रजत
 विलेट चक्र ३०२
 चीनी मिट्टी ४७५
 चुम्बकीय पृथक्करण, magnetic
 separation १२६-१२७
 चूना ३५७
 चूने का पत्थर ३५६
 चैडविक, Chadwick ६०
 चैरकोगाइराइट ११०४
 जर्कोन ५४१
 जर्कोनियम ५९७-५९९, यौगिक
 ५९८, ५९९
 जर्मन सिल्वर २८९, १११०
 जर्मेनम यौगिक ५९३
 जर्मेनिक यौगिक ५९२
 जर्मेनियम ७८, ५९१, ५९३ ऑक्साइड,
 हैलाइड ५९२, असलवण ५९३
 जल काँच ५४०
 जल गैस, water gas ५०१
 जानसेन ११४९
 जारण, roasting १३०, वात-
 कठोराइडकारक १३०, सल्फेट-
 कारक १३१
 जिओलाइट ४७४
 जिंक, देखो यशद
 जिंकब्लैण्ड ४०२, ४७७
 जिंकाइट ४०२
 जिंकट ४०९
 जिप्सम ३५६, ३५९
 जौनन ११६३
 जूठ ७८५

जूलियस थामसन, Julius Thom-
 son, वर्गीकरण ९३
 जोलियो Joliot ६७
 टके १०३०, १०३१
 टर्नबुलनील १०७७, १०८८
 टंगस्टन ९२३-९२८, अयस्क ९२३,
 धातुकर्म ९२३, गुण ९२४, यौगिक
 ९२५, ऑक्साइड ९२५, फ्लो-
 राइड, क्लोराइड, ब्रोमाइड ९२७,
 सल्फाइड, नाइट्राइड, फॉस्-
 फाइड, ९२८, उपयोग ९२८
 टंगस्टिक ऐसिड ९२६, मेटा-९२७,
 टंगस्टेट ९२४, मेटा-९२६, अमो-
 नियम ९२६, पैरा-९२७
 टाइटेनाइट ५९४
 टाइटेनिक ऐसिड ५९६
 टाइटेनियम ५९४-५९६, हाइड्र-इड,
 ऑक्साइड ५९५, फ्लोराइड,
 क्लोराइड, सल्फाइड, सल्फेट-
 ५९६
 टारटार एमेटिक ७५९
 टिन, देखो वंग
 टेकनीशियम १०३०
 टेन्टाडाइमाइट ७६०, ८८८
 टेन्टाईड्राइट ७४५, ११२०
 टेनेण्ट ११२०
 टेंटेल्म ७७२-७७३, गुण, यौगिक
 ७७२
 टेंटेलाइट ७७०, ७७२
 टेंटेलिक ऐसिड ७७३
 टेंटेलेट ७७३

टेल्यूरस एसिड ८९०	डेवी ८४५, ९५०, ९७४, ९८८, ९८९
टेल्यूराइट ८८८	डोबरीनर, Dobereiner का त्रिक
टेल्यूराइड ८९१	Triad ७१
टेल्यूरिक एसिड ८९०	डोलोसेक १०३०
टेल्यूरियम ८८७-८९३, ओकर	डोलोमाइट ३४५, ३५५, ३५६
८८८, खनिज, तत्त्व	ड्यूमा Dumas १६५
८८८, गुण ८८९, ऑक्साइड	डूलोन (Dulong) और पेटो
८९०, फ्लोराइड, क्लोराइड,	(Petit) का नियम ३८-४०
ब्रोमाइड, आयोडाइड ८९२,	तत्त्व, सारणी ३२-३६
सल्फोक्साइड ८९३	तत्त्व परिवर्तन, Transmutation
टोपाज ४७४	५४-६८
ट्रैवर्स ११५०	तापन विधि, thermit process
ठंडी ज्वाला, Cold flame ६९५	१३८
डंस्टन विधि ४५१	तांबा, देखो ताम्र
डाउन्स, Downs २०२	ताम्र समूह २७३-३३३, विशेषताएं
डानाइट १०९२	२७४, ख-उमसमूह से तुलना
डाल्टन Dalton २३, ३१	२७५, परस्पर तुलना २७७
डि. चैंकोर्टो de chancourtois	ताम्र, तांबा, कॉपर २७८-३०२,
७३	अयस्क २७८, धातुकर्म २७९,
डिपेल तैल ४९५	शोधन २८६, गुण २८७, मिश्र-
डिसोर्मे ८४०	धातु २८९, परमाणुभार २९०
डोकेन विधि ९५२	ऑक्साइड २९०, परीक्साइड, हाइ-
डोवार ७८८, ११५६	ड्रॉक्साइड, क्युप्रामोनियम हाइड्रो-
ड्यूटेरियम, deuterium १७४,	क्साइड २९२, लवण देखो क्यू-
भारां पानां १७६-१७७, के	प्रस और क्यूप्रिक, संकीर्ण यौगिक
यौगिक १७८, १७९	२९९
ड्यूटेरोन Deuteron ६५-६७	तृतिया २९८, ८०३
डेबस ८७०	त्याज्य, gangue १११
डेल्टा धातु २८९	त्रिकोमेट ९०९
डेब्रे १११९, ११२१	त्रिडाइमाइट ५३६-५३७
डेविल १११९, ११२१	त्रिथायोनिक एसिड ८६८

थाय्रेजिल नाइट्रेट ६८४	अमोनियम ९०९
थायोआर्सेनाइट ७४१	द्विधायोनिन ऐसिड ८६७
थायोएंटीमनियेट ७५७	द्विमैथिल ग्लाइऑक्साइड १११६
थायोकार्बोनिन ऐसिड ५०८, ५१९	द्विसिलेन ५३५
थायोकार्बोनेट, ५१८	द्विसिलोक्सेन ५३५
थायोनिन ऐसिड ८६७, ८७१	द्विहाइड्रोजन फॉस्फाइड ७०३
थायोनिल कठोराइड ८७४, ब्रोमाइड ८७५, फ्लोराइड ८७५	धनाणु positron ६३
थायोफॉस्फोरिल फ्लोराइड ७२३	धातुकर्म, metallurgy १२३-१४०
थायोबिसमथाइट ७६५	नमक २३७
थायोसलफेट ८६३, गुण, प्रतिक्रियायें ८६४, का संगठन ८६५	नाइट विधि ११३२
थायोसलफूरिक ऐसिड ८६३	नाइट्रस ऐसिड ६५६-६६२
थायोसायनिक ऐसिड ५२५	नाइट्रस ऑक्साइड ६३८, ६४०
थेगार्ड ९४१, ९४९	नाइट्राइट ६५८
थेनार्ड नॉल ११००	नाइट्राइड ६७४
थेलम लवण ४८१, ४८२	नाइट्रिक ऐसिड ६६३, ६७४, बर्क-लैंड-आइड विधि ६६५, पोलिम विधि ६६६, अमोनिया के उत्पन्न से ६६७, धातु के साथ प्रति० ६६९, धातुओं के साथ प्रति० ६७०, बूमवान, fuming ६७३
थेलिक लवण ४८१, ४८२	नाइट्रिक ऑक्साइड ६३९, ६४२-६४९
थैलियम ४८०-४८२	नाइट्रिकरण ६७३
थोराइट ६०१	नाइट्रिल क्लोराइड ६८१
थोरियम ६०१-६०३, यौगिक ६०२	नाइट्रिल क्लोराइड ६७९
थोरियनाइट ६०१, ११५३	नाइट्रेट ६७४
दर्शन बनाना, Mirroring ३१८	नाइट्रोजन ६०५, ६८५, और पंचम समूहों अन्य तत्त्व ६०६, ६०७, चक्र, ६११, प्राप्ति ६१२, गुण ६१३, सक्रिय ६१४, ६१७, परमाणुमार ६१७, हाइड्राइड ६१८
दियासलाई का व्यवसाय ६९७	ऑक्साइड ६३८, पराक्साइड,
दोपकज्जली, lampblack ४९५	
दुर्द्रव्य या अग्निजित, refractory पदार्थ १३५	
द्रावक, flux १३१	
द्राव विधि, liquation १३६	
द्विक्रोमिक ऐसिड ९०४	
द्विक्रोमेट ९०७, पोटैसियम ९०७,	

पंचौक्साइड, त्रिऑक्साइड, ६४०	निष्क्रिय गैस ११४१, ११६४, अथ-
परौक्साइड ६४६-६५१, पंचौक्साइड	करण ११६२
६५१, ऑक्सिऐसिड ६५३,	नेओन ११६२
का स्थिरीकरण ६७५, फ्लो-	नेलसन सेल, Nelson २०९०
राइड ६७८, त्रिक्लोराइड ६७९	नेसलर रस ४३४
त्रिब्रोमाइड ६८२	नोडक १०३०-१०३१
त्रिआयोडाइड ६८२, ६८३, सल-	नोबेल गानेट ४७४
फाइड ६८३	न्यूट्रोन ६०-६३
नाइट्रोलिम ६७७	न्यूलैंड्स, Newlands ७२
नाइट्रोसलफोनिक ऐसिड ६८५	पंच थायोनिक ऐसिड ८७०
नाइट्रोसिल क्लोराइड ६८०	पतंजलि १
नाइट्रोसिल फ्लोराइड ६७८	परआयोडिक ऐसिड १००४
नाइट्रोसिल ब्रोमाइड ६८२	परआयोडेट, पोटैसियम, बैरियम
नाइट्रोसिल सल्फेट ६८४	१००४
नाइट्रोसोसलफूरिक ऐसिड ८४५	परएकसलफूरिक ऐसिड ८६१
नागार्जुन १	परकार्बोनेट ५१५
नालोबियम ७७०-७७२	परथायोकार्बोनिक ऐसिड ५२०
निकेल ११०४-१११८, अयस्क	परक्रोमिक ऐसिड ९१०, नोला ९१०
११०४, धातुकर्म ११०४-	परक्लोरिक ऐसिड ९७५, ९७६
११०८, कार्बोनिल ११०६,	परबोरेट ४५ १
गुण ११०९, ऑक्साइड ११११,	परमाणुभार निकालने का विधि
१११२, कार्बोनेट १११२,	३७-४०
नाइट्रेट, क्लोराइड, सल्फेट	परमाणुभार सारणी ३२-३६
१११३, सल्फाइड १११४,	परमाणुरचना ४५-४७
कार्बोनिल १११५, और कोबल्ट	परमाणु संख्या, atomic number
१११५, पहिचान १११६,	४३
सायनाइड १११७	परमैंगनिक ऐसिड १०११
निकेल ओकर ११०४	परमैंगनेट १०२०, पोटैसियम १०२०-
निकेल ग्लान्स ७३०	१०२४
निक्रोम १११०	परसलफाइड ८२४
नितन ११६४	परसल्फेट ८६०, ८६१

परम्पूटाइट ४७४	पीट ४९६
पररेनिक ऐसिड १०३३	पीतल ६, २८९
पररेनेट १०३१, १०३४	प्रेटजाइट ८८८
परसलफ्यूरिक ऐसिड ८५८, ८६०	पेटेराइट ११८
पर्लाइट १०६१	पेटेलाइट ५४१
पर्सिनेटेरा विधि ३०८	पेटलेंडाइट ११०४, ११२०
पाइराइटोज, माक्षिक ८०३	पेलिंगोट ९२९, लवण ९०९
पाती, जल १६३, संगठन १६५,	पैटिन्सन विधि ३०६
सम्बद्ध अणु १६६, भौतिक गुण	पैलेडस यौगिक ११२८
१६६-१६७, रासायनिक गुण	पैलेडिक यौगिक ११२८
१६७, की सफाई १६९, कठोर,	पैलेडियम ११२७
hard और मृदु soft	पोज़ोदोन ६३
१७०-१७४, भारी heavy	पोटैसियम २४०-२५७, धातुकर्म
१७६, १७८, पहिचान १८०	२४०, गुण २४१, ऑक्साइड
पायरोलिग्निनस ऐसिड ४९४	२४१, कास्टिक पोटाश २४२,
पायरोलूमाइट ९५१, १०१०, की	हाइड्राइड २४२, फ्लोराइड,
शुद्धता निकालना १०१५	क्लोराइड, ब्रोमाइड २४३,
पायरोसलफ्यूरिक ऐसिड ८७३	आयोडाइड २४४, ९९७,
पायरोसलफ्यूरिल क्लोराइड ८७७	क्लोरेट २४५-२४७, ९७३,
पालित परीक्षण १११६	परक्लोरेट, २४८, ९७५, ९७६,
परद (पारा, मरकरी) ४१८-४३५,	आयोडेट, कार्बोनेट २४६,
धातुकर्म ४१९, शोधन ४२०,	सायनाइड २४९, सायनेट,
गुण ४२१, संरस ४२२, परमा-	थायोसायनेट २५०, नाइट्रेट
णुभार, ऑक्साइड ४२३	(शोरा) २५१, सलफाइड, सल-
पार्क विधि ५७४	फाइड, बाइसलफाइड २५२,
पार्क विधि ३०६	सल्फेट, परसलफेट २५३,
पिकेट ७८४	परमेगनेट २५४, १०२०-५४,
पिचब्लैंड ३९०, ३९२, ९२८, ९२९	द्विक्रोमेट २५५, ९०७, क्रोमेट
पुनरुत्पादक स्टोव १०४६	९०५, फेरोसायनाइड २५६,
पुनरुत्पादित भट्ठी, regenerative	१०८३, फेरिसायनाइड २५६,
१३३	१०८७, पहिचान २५७

पोर्टलैंड सीमेंट ३६०-३६२

प्रेशन नील १०७७, १०८६

प्राउस्ट, Proust २३

प्रिसाइट ४४३

प्रिस्टले, Priestley २२, १६४,

७७७, ७७८, ९४९

प्रोटोन ५५

प्लम्बिक क्लोराइड ५८८, सलफेट

५९०

प्लम्बेट ५८३

प्लास्टर आबू पेरिस ३५९

प्लेटिनम ११३१-११४०, अयस्क

११२०, वर्ग के तत्वों का पृथ-

क्करण ११२०-११२२, डेविल-

डेब्रे विधि ११२१, वर्गी तत्वों

की पहिचान ११२२, वर्गी

तत्वों के गुण ११२३-११२५,

धातुकर्म ११३१, गुण ११३२,

संजी ११३३, विस्फोटक

११३३, इयाम ११३३, इलैष

११३४, के प्रतिविष ११३४,

ऑक्साइड ११३४, हैलाइड

११३५, सलफाइड, सलफेट

कार्बोनिल ११३७, संकीर्ण योगिक

११३८

प्लैटिनीकृत एस्वेस्टस ११३२

प्लैटिनेमिन ११३६-११३७

पिसलोमेलन ३८१

फर्मी, Fermi ६८

फिट्करी, एलम ४७१, ८५७, पोटाश

४७१, सोडा ४७२, अमोनियम,

रजत, हबीडियम ४७३, क्रोम,

फेरिक, मैंगनिक ४७३

फिनेकाइट ३४०

फिलिप्स ८३८

फिशर ११५१

फेब्रे ८४०

फेरस लवण १०७०-१०७६, ऑक्सा-

इड १०६६, हाइड्रॉक्साइड

१०६८, ऐसिड १०७०, कार्बो-

नेट, नाइट्रेट, सलफेट १०७२,

क्लोराइड १०७४, सलफाइड

१०७६

फेरस-फेरिक ऑक्साइड १०६६,

१०६९

फोराइट १०६०-१०६१

फेरिक १०७६, ऑक्साइड १०६६,

१०६७, हाइड्रॉक्साइड १०६८,

क्लोराइड १०७८, फ्लोराइड,

ब्रोमाइड, नाइट्रेट १०७९,

सलफेट, फिट्करी १०८०, थायो-

सायनेट १०८१, फॉस्फेट, सल-

फाइड १०८२

फेरिसायनाइड ५२३

फेरेट १०७०

फेरोक्रोम ९००

फेरोमैंगनीज १०५०

फेरोसायनाइड ५२३, १०८३-१०८९

फेरोसायनिक ऐसिड १०८७

फेल्सपार ४७४

फैरेडे ८५८

फोटोग्राफी ३१९-३२२, प्लेट ३१९

डूबेलप करता ३२०, चित्र
 पक्का करता ३२०, चित्र
 कागजपर उतारता ३२१, टॉनिंग
 ३२१, नेगेटिवों का संशोधन
 ३२१, प्रकृषण ३२२
 फोर्डस और गेलिस का लवण ३३२
 फोर्डों ८६९
 फॉसजीन ५०७
 फॉसफर ब्रॉज ५६१
 फॉसफाइड, द्वि हाइड्रोजन ७०३,
 ठोस हाइड्रोजन-७०३
 फॉसफोन ६९९, गुण ७०१
 फॉसफेट ७२१
 फॉसफोनियम योगिक ६९९, ७०२
 फॉसफो-नॉल्लवडिका ऐसिड ९२१
 फॉसफोर-फ्लोर-ब्रोमाइड ७२३
 फॉसफोरस ६८७-७२८, चक्र ६८८,
 इवेंट ६८९, ६९२, हड्डियों की
 राख से ६८९, खनिज से ६९०,
 लाल ६९१, ६९३ गुण ६९१
 सिन्दूरी ६९३, बीटा, गामा ६९३,
 ऐलफा, बीटा, डायम, बेजनी
 ६९४, रासायनिक गुण ६९४,
 परमाणुभार ६९६, हाइड्राइड
 ६९९, ऑक्साइड ७०४, ७०७,
 त्रिऑक्साइड ७०४, चतुरी-
 क्साइड ७०५, पंचोक्साइड
 ७०६, परीक्साइड ७०७,
 अम्ल ७०७-७२१, त्रिफलो-
 राइड ७२२, पंचफ्लोराइड
 ७२२, त्रिक्लोराइड ७२३,

पंचक्लोराइड ७२४, द्विक्लो-
 राइड, ऑक्सिक्लोराइड ७२६,
 त्रिब्रोमाइड, पंचब्रोमाइड, ७२६
 ऑक्सिब्रोमाइड, त्रिआयोडाइड,
 सल्फाइड ७२७, सप्तसल्फाइड
 ७२८

फॉसफोरस ऐसिड ७१०

फॉसफोराइट ६८७

फॉसफोरिक ऐसिड ७१५, आर्थो
 ७१५, मेटा ७१८, पायरो
 ७१८, रचना ७१९

फॉसफोरिल फ्लोराइड ७२३

फॉसिलनाइट ४०२, ४७८

फॉश विधि ८०७

फ्लोटेटलेट ७७१

फ्लोरएपेटाइट ६८७

फ्लोरस्फार ३५६, ९४०

फ्लोराइट ९४४, पहिचान ९४८

फ्लोरीन ९४०, ९४८, प्राप्ति ९४१,
 गुण ९४३, ऑक्साइड ९४७,

फ्लोरेट ९४८

फ्लॉजिस्टनवाद २१

बंधन, bond or linkage, वैद्युत
 संयोज्य १०१, ध्रुवीय, polar
 १०१, अध्रुवीय, nonpolar

१०२

बगमेन ६०१

बर्जीलियस ८४४

बर्ट्रेण्डाइट ३४०

बर्थेलो ७४५, ८५९, १११९

बर्थोले ९४९

बहुसलफाइड ८२४

बाइसलफाइड ८३२

बायर, Bayer १८८, ८६२

बायर विधि ४५९

बिटर्न से ब्रोमीन ९७९

बिसमडाइड ७६०

बिसमथ ७६०-७६८, धातुकर्म ७६०,

गुण ७६१, हाइड्राइड, ऑक्साइड

७६२, त्रिऑक्साइड ७६३, पंचो-

क्साइड ७६४, क्लोराइड, ऑक्सि-

क्लोराइड ७६५, द्विक्लोराइड,

ब्रोमाइड, आयोडाइड, फ्लोराइड

७६६, क्वब्रॉनेट, नाइट्रेट, सल्फेट

७६७, थायोसल्फेट, फॉस्फेट ७६८

बिसमथ ओकर ७६०

बिसमथ ओराइड ३२५

लिसमथिक एसिड, मेडा ७६४

बिसमथिनाइट ७६०

बिसमथिल सल्फेट ७६७

बीटा किरण ४२

बुनसन, Bunsen २५८, २६१

बूंसिगील्ट ७८३

बेकन Bacon २७

बेकरेल, Becquerel ४१, ३९०,

९२९

बेराइटोज ३८१, ३८६, ब्यापार ३८७

बेरियम ३८१-३९०, धातुकर्म ३८१,

गुण ३८१, परमाणुभार, ऑक्सा-

इड ३८२, परीक्साइड, हाइ-

ड्रॉक्साइड ३८३, क्वब्रॉनेट ३८५,

नाइट्रेट, सल्फाइड, सल्फेट

३८६, फ्लोराइड, क्लोराइड

३८९, क्रोमेट, क्लोरेट ३९०

बेरील ५४१

बेरीलियम ३३९, ३४५, मणि ३४०,

धातुकर्म ३४१, ३४२,

गुण ३४२, ऑक्साइड, हाइ-

ड्रॉक्साइड, ३४२, नाइट्रेट, कार्बा-

इड, कार्बोनेट, सल्फेट, टारट्रेट

३४४, ऐसीटेट ३४५

बेलजियन विधि ४०३

बेसीमरीकरण, Bessemerization

२८९, ११०५

बेंजीन, अकार्बनिक ४४१, ४५३

बैलर्ड ९६८, ९७८

बोरन ४४३-४५६, और कार्बन

४४१ और ऐल्यूमीनियम ४४२,

खनिज ४४३, धातुकर्म ४४३,

गुण नाइट्राइड, कार्बाइड

४४४, मणिभोज, वज्र ४४५,

परमाणुभार ४४५, त्रिऑक्साइड

४४५, निम्नऑक्साइड ४५२,

हाइड्राइड ४५२, फ्लोराइड

४५३, क्लोराइड, ब्रोमाइड ४५४,

आयोडाइड, सल्फाइड, नाइट्राइड

४५५

बोरिक एसिड ४४६-४४८, ऑर्थो

४४६, मेटा, पायरो ४४८

बोरेक्स ४४९, फुल्लिका प्रयोग ४४९

बोरेज़ोल ४४१, ४५३
 बोरेट ४४८, अनुमापन ४५१
 बोरेसाइट ४४३
 बोक्सइट ४५७, ४५९
 बोरेकेलसाइट ४४३
 ब्राउनरिंग १११९
 ब्राण्ट १०९२
 ब्रिटैनिया ५६१
 ब्रूमर-११४६,
 ब्रोमश्रीरिक ऐसिड २३१
 ब्रोमकार्बोनाइट ९७९
 ब्रोमस ऐसिड ९८६
 ब्रोमाइड ९८४
 ब्रोमिक ऐसिड ९८६
 ब्रोमोन ९७८, ९८८, प्राप्ति ९७८,
 गुण ९८०, ऑक्सिऐसिड ९८५,
 ऑक्साइड ९८८, द्विश्रॉम्माइड
 ९८८
 ब्रोमेलाइट ३४०
 ब्रोमेट ९८६
 ब्रोडो ७९५
 ब्रोनाइट १०१०
 ब्रोचिंग पाउडर, विरंजन चूर्ण देखो
 ब्लैक, Black २२
 ब्लैकेट ६४
 ब्लैक फिक्से ३८७
 भट्टियां, भ्राष्ट्र देखो
 भारतीय रसायन १-१६
 भारी स्फार ८०३
 भारी हाइड्रोजन ६६, देखो, ड्यूटीरियम

भ्राष्ट्र १३२-१३४, वात, blast १३२,
 क्षेपक, reverberatory
 १३२, अपावृत, muffles
 १३२, पुनरुत्पादित १३३,
 विद्युत् १३४, चाप, arc १३४,
 उपसादन induction १३४
 भणि ५
 मरकपुरस ४२५-४२९, ऑक्साइड ४२३,
 कार्बोनेट, नाइट्रेट ४२६, फ्लो-
 राइड, कथोराइड ४२७, ब्रोमाइड,
 आयोडाइड, सल्फेट ४२८
 मरकपुरिक ४२९-४३४, ऑक्साइड
 ४२३ ४२४, परीक्साइड ४२५,
 कार्बोनेट, सायनाइड, फ्लुमिनेट
 थायोसायनेट ४२९, नाइट्रेट,
 सल्फाइड ४३०, सल्फेट,
 कथोराइड ४३१, पथोराइड,
 आयोडाइड ४३३ संकीर्ण
 यौगिक ४३४
 माक्षिक २, १०४१
 मार्श-बर्जीलियस परीक्षण ७३४
 मार्शल ८५९, का ऐसिड ८५८-८६०
 मिट्टी के तेल का गैस ५०३
 मिलन भस्म, Millon's base ४३५
 मिशरलिक. Mitscherlich ४०
 मिश्रपिकेल ७२९
 मूषा १६
 मेगनीशियम ३४५-३५६, धातु-
 कर्म ३४६-३४८, गुण ३४८,
 परमाणुभार ३४९, ऑक्साइड

३५१, हाइड्रोक्साइड ३५०,
 परीक्साइड फ्लोराइड, क्लोराइड
 ३५२, ब्रोमाइड, आयोडाइड,
 कार्बोनेट ३५३, नाइट्राइड, नाइट्रेट,
 सल्फाइड, सल्फेट, ३५४,
 फॉस्फेट ३५५, मिश्रधातु ३५५
 संरस ३५६, सिलिसाइड ५३४
 मैग्नीशिया एलवा ३५३
 मैग्नेटाइट १०४१
 मैग्नेसाइट ३८५
 मेटावाइसल्फाइड ८३५
 मेयर ९४१
 मेयो ७७७
 मेरम ७९३
 मेलिटिक एसिड ४९७, एनहाइड्राइड
 ५०४
 मैकआर्थर फोरसट विधि ३२५
 मैंगनस-लवण १०२८-१०२७, क्लो-
 राइड, कार्बोनेट १०२५, नाइट्रेट,
 सल्फाइड, सल्फेट १०२६,
 फॉस्फेट, ऑक्जेट, बोरेट १०२७
 मायनाइड १०२९, १०१३,
 मैंगनाइट १०१८
 मैंगनिक लवण १०२८-१०२९,
 क्लोराइड, फ्लोराइड, सल्फेट
 १०२८, मायनाइट १०२९
 मैंगनीज १००९-१०२९, और हेक्जोन
 १००७, और क्रोमियम १००८,
 अयस्क १००९, धातुकर्म १०१०,
 गुण १०११, फेरो- १०११,
 ऑक्साइड १०१२, हाइड्रोक्साइड

१०१३, द्विऑक्साइड १०१४,
 त्रिऑक्साइड १०१६, सप्ता-
 क्साइड १०१७, ऑक्सिएसिड
 १०१८, लवणों का अनुपात
 १०२९
 मैंगनेट १०१८
 मैंगेनाइट १०१०
 मंडेलोफ, Mendeleef ७३, ७४
 संविभाग ७३-८१
 मैन्ले ११४६
 मैमूरियम १०३०
 मोजेक गोल्ड ५७१
 मोनेजाइट ६०१, ११५३
 मोनेल धातु २८९, १११०
 मोयसा ८२५, ९४१, ९४२, ९४३
 मोर लवण ४७३
 मोसले Moseley ४३, ४४
 मॉलिवडाइट ९१८
 मॉलिवडिक एसिड ९२१
 मॉलिवडोनम ९१८-९२३, अयस्क
 और खनिज ९१८, धातुकर्म
 ९१९, गुण ९१९, यौगिक
 ९२०, ऑक्साइड ९२१,
 क्लोराइड ९२२, सल्फाइड
 ९२२, उपयोग ९२३
 मॉलिवडेनाइट ९१८, ९१९
 मॉलिवडेट ९२१, अमोनियम ९२१,
 फॉस्फो ९५१
 मॉड विधि ११०५, ११०६
 म्यूनिटिक एसिड ९४९
 यंत्र १०-१५

यशद ४०२-४१२, धातुकर्म ४०२-

४०५, गुण ४०५, परमाणुभार

४०७, ऑक्साइड, परीक्साइड,

हाइड्रोक्साइड ४०८, सिलिकेट,

नाइट्रेट, - सलफाइड ४१०,

हाइड्रोसलफाइड, सलफेट,

क्लोराइड ४११, सायनाइड,

एथिल, संकीर्ण यौगिक ४१२,

यशद और कैल्शियम समूह

३९८, और कौडीमियम ३९९,

और तांबा ४००, और

ताम्र समूह ४०१

विट्रियम ४८२

यूरे, Urey ६५, १७६

यूरेनस यौगिक ९३३

यूरेनिक ऐमिड ९३२

यूरेनियम ३९१, ९२८-९३४, अयस्क

९२९, धातुकर्म ९३०, गुण

९३०, समस्थानिक ९३१,

यौगिक ९३१, ऑक्साइड,

९३१, फ्लोराइड ९३२,

ब्रोमाइड, नाइट्रेट, नाइट्राइड,

कार्बाइड ९३३, कार्बोनेट ९३४

यूरेनिल लवण ९३२-९३४

रजत ३०२-३१९, धातुकर्म ३०२-३०७

परमाणुभार ३०८, गुण, अनुपात

निकालना ३०९, आयन वाली

प्रतिक्रियायें ३१०, ऑक्साइड,

परीक्साइड ३१२, कार्बोनेट,

क्लोराइड ३१३, ब्रोमाइड ३१४,

आयोडाइड, क्लोरेट, सलफाइड,

सलफाइड ३१५, सलफेट, थायो-

सलफेट, नाइट्राइड, नाइट्राइड

३१६, नाइट्रेट, फॉसफेट, एसि-

टिलाइड ३१७, सायनाइड,

थायोसलफेट ३१८, दर्पण ३१८

रथरफोर्थ, Rutherford ५४, ५८

रम २

रमक ३

राइशनस्टाइन ८८७

रिअलगर ७२९

रिओ-टिटो विधि २८१

रिक्टर, Richter २४

रिजे ११५५

रिनमैन हरित ११०१

रुथेनियम ११२५-११२६

रुथेनेट ११२५

रुथोडियम २५८-२६१, निष्कर्षण,

धातुकर्म २५९, गुण, यौगिक २६१

रुटाइल ५९४

रेंओस्टन ११११

रेगुलस, कुधातु २८२

रेडन ११६४

रेडियम ३९०-३९५, धातुकर्म ३९२,

गुण ३९४, यौगिक ३९४, विभाजन

३९५

रेडियमधर्मा, radioactive पदार्थ ४१

रेनियम १०३१-१०३४, धातुकर्म

१०३१, यौगिक १०३२-१०३४

और ऑक्सिमियम १००९, और

मैंगनीज १००८

रेमजे ५४, ११४१, ११४९, ११५०,

११५४

रूले ११४१, ११४८, ११५४, ११५५
रोज ७७०

रोडियम ११२६-११२७

रोडोनाइट १०१०

रोवक ८४०

रोस्को ७६८

लली, रेमण्ड Lully २७, २९

लाजावर्त्त, लाजवर्द ४७४

लिम्नाइट ४९६

लिण्डे ७८४

लिथोपोन ३८९

लिन्नाइट १०९२, ११०४

लिमोनाइट १०४१

लोथियम १९३, और मेगोशियम

१९४, १९६-२०१, खनिज

१९७, निष्कर्षण १९७, धातुकर्म

१९८, योगिक १९९, ऑक्साइड

१९९, परीक्साइड, हाइड्रोक्सा-

साइड, कार्बोनेट, फॉस्फेट २००,

सल्फेट, फ्लोराइड, क्लोराइड,

नाइट्राइड २०१ पहिचान २०१

लीब्लांक Leblanc विधि २१२-२१४

लुक, glaze ४७६

लुंगे ८४५

लुजो परीक्षण ४९३

लूसियाना विधि ८०७

लेड, देखो सीस

लेनरकाइट ५७२

लेपिस लेजुली ४७४

लेमरी ८४०

लेब्बाजिये २२, ६०९, ७७८, ७७९

लैंगम्योर १६१

लैन्थेनम ४८२

लोथरमेयर, Lothar Meyer

का वक्र ८७

लोराइट ११२०

लोरेन्डाइट ४८०

लोहा १०३५-१०८९, और क्रोमियम

और मैंगनीज १०३८, अवस्क

१०४१, धातुकर्म १०४१-१०६०,

वातभट्टी १०४३, शुकर वा

ढलवाँ १०४९, स्पीगल १०५०,

घनवर्धनीय या पिटवाँ १०५१,

इस्पात १०५३, रुमान्तर १०६०,

शुद्ध १०६२, गुण १०६२,

निश्चेष्ट १०६४, जंग १०६४,

ऑक्साइड १०६६, सल्फाइड

१०८२, कार्बोनिड १०८२

लॉकयर ११४९

ल्यूसाइट ४५७

वंग ५५७-५७१, धातुकर्म ५५७-

५५९, गुण ५५९, रोदन ५६०,

मिश्रधातु ५६१, परमाणुभार

५६१

वाटर गैस ५०१

वात, blast, भट्टी १०४३, स्टोव

१०४५, भट्टी की प्रतिक्रियायें

१०४७

वार्ड ८४०

विकलर ५९१

विच्छेद, disintegration ५५

विड १

- विद्वैराइट ३८१
 विरंजन ९७०
 विरंजनचूर्ण ९६७, संगठन ९६८,
 गुण ९६९
 विलिंगर ८६२
 वीकाइट ४८२
 वुड १११९
 वुलेस्टन ११२०
 वुल्फेनाइट ९१८
 वुल्फाम, देखो टंगस्टन
 वुल्फेमाइट ९२३
 वूहलर ८३८
 वेकनरोडर ८७०
 वेंजल ९४१
 वेनेडिनाइट ७६८
 वेनेडियम ७६८-७७०, धातुकर्म
 गुण, योगिक ७६९-७७०
 वेलेटाइन, Basil Valentine १९
 वेलेण्डिनाइट ७४५
 वेल्डन विधि ९५१
 वेल्श विधि २८१, २८२
 वेवेलाइट ४५७
 वैकटरमिया, १६२
 वैक्रान्त २
 वोलेस्टोनाइट ५४१
 वोल्केनाइट ८८१
 व्युत्क्रम अनुपात का नियम २४
 शिलाजीत ३
 शोलाइट ९२३
 शीले, Scheele २१, ७७८,
 ८१७, ९१८, ९२३, ९४१, ९४९, ९८४-५८५
 ९४९, १०१०
 शुष्क वर्ष ५१३
 शून्य समूह ८५, ११४१-११६४, भौतिक
 गुण ११४३, एक परमाणुकता
 ११४३-११४६, के तत्त्वों के
 योगिक ११४६, हाइड्रेट ११४६,
 रेल के प्रयोग ११४८, खोज
 का इतिहास ११५२, गैसों का
 पृथक्करण ११५२, रैले-रेमजे
 विधि ११५४, डीवार विधि
 ११५६-११५८, द्रव वायु से
 ११५८
 शैफ्ट भट्टा ४१९
 शोधन, refining धातुओं का १३५
 शोनवाइन ७९३
 श्वानहार्ट ९४१
 संश्लेषक समूह, transitional ८६
 संश्लेष्यता, valency ९६-११५,
 अस्थिर ९८; का चित्रण ९९, और
 क्रमाणु ९९, के प्रकार १००;
 वैद्युत् संश्लेष्य बंधन १०१, सर्व
 coordination १०३, १११
 सह, covalency १०३, ११०,
 विद्युत् १०३
 संरस, एमलगम ४२२
 संरस, amalgamation विधि ३०४,
 मैक्सिकन ३०४, अमरीकन ३०५
 संगमरमर ३५७
 संचायक सेल ५८१
 सफेदा, ह्वाइटलेड ३८९, ५८४-५८५

समरूपता, isomorphism ४०
समस्थानिक, isotopes ३२-३६,

• ८१-८४

सरपेक विधि ४५९

सरपेटाइन ५४१

सलफाइट ८३२, ८३४

सलफाइड ८२२, बहु-(पोली-)

८२४, हाइड्रोजन पर -८२४,

सलफेट ८५६

सलफोनाइट्रोनिक एसिड ८४५

सलफोक्जिलिक एसिड ८७२

सलफ्यूरस एसिड ८३२-८३४, रचना

८३५-८३८

सलफ्यूरिक एसिड ८४०-८५६,

सीसवेदम विधि ८४१, सीसवेदम

प्रतिक्रियायें ८४४, नाइट्रोसो

८४५, सान्द्रिकरण ८४६, कैस-

फ्रेड विधि ८४६, सम्पर्क विधि

८४८, वेडिशे विधि ८४९,

मैनहाइम विधि ८४९, ओलियम

या धूमवान ८४९, ८५२,

ग्रिल्लो थ्रोडर विधि ८५०, गुण

८५०, विलयन-घनत्व ८५१,

नार्डहौसन का ८५२, पानी के

प्रति स्नेह ८५२, की अम्लता

८५४, के साथ उपचयन ८५४,

पर एसिड ८५८-८६२

सलफ्यूरिल क्लोराइड ८७६

सर्वगमन, coordination संख्या

१०४

• सर्वगसंयोज्य ११२

सान्द्रिकरण, concentration १२७:-

सायनाइट ५४१

सायनाइड ५२३, ५२५, ६७७

सायनाइड विधि ३०७

सायनिक एसिड ५२४

सायनेमाइड ६७७

सायनोजन ५२१, क्लोराइड ५२४

सिडराइट १०४१

सिरटोलाइट ५९९

सिलवर, देखो रजत

सिलवर ग्लान्स ३०२

सिलवेनाइट ८८८

सिलिकन ५३०-५५६ और कार्बन

५२८, वज्र ५३०, ५३१,

अमणिभ- ५३२, परमाणुभार

५३३, हाइड्राइड ५३३, एकौ-

क्साइड ५३६, द्विऔक्साइड

५३६, चतुःफ्लोराइड ५५०,

चतुःक्लोराइड ५५३, त्रिकलो-

राइड ५५३, ऑक्जेलिक एसिड

५५३, मेसौक्जेलिक एसिड

५५४, चतुः ब्रोमाइड ५५५,

ब्रोमोफार्म ५५५, आयोडोफार्म

५५५, कार्बाइड, बोराइड, नाइ-

ट्राइड, सलफाइड ५५६

सिलिका ५३६, ५३८, श्लेष ५४०

सिलिकेट ५४०-५४५

सिलिकोक्लोरोफार्म ५३५, ५५१,

५५४

सिलिसाइड ५३५

सिलिसिक एसिड ५३९-५४२

सिलीसियम भट्ठी ४०४

सिलेन ५३४-५३६

सिलोक्सीन ५३६

सीजियम २६१-२६४, निष्कर्षण २६२,

धातुकर्म २६३, यौगिक २६३

सीमेञ्ज ७१५

सीमेंट ३६०-३६२

सीमेंटाइट १०६१

सीस, ब्लेड, ५७१-५९१, अयस्क ५७२,

धातुकर्म ५७२-५७४, शोधन

५७४, गुण ५७५, पायरो-

फोरिक ५७६, परमाणुभार

५७७, हाइड्राइड, उर्जीकमाइड

५७७, एकोक्साइड, लाल

या चतुर्गुणाइट ५७८, सेस्क्वि

ऑक्साइड, परोक्साइड ५७९,

हाइड्रोक्साइड ५८२, कार्बोनेट

५८४, ऐसीटेट क्लोराइड ५८६,

फ्लोराइड, ब्रोमाइड, आयोडाइड,

क्लोरेट ५८७, चतुः परोराइड,

सलफाइड ५८८, पंचसलफाइड,

सलफेट ५८९, क्रोमेट ५९०,

फॉस्फेट, बॉरेट ५९१

सुपरफास्फेट, चूने का ३७२

सुहागा (बोरेक्स) २३६, ४६३,

४६९, फुल्लिका परीक्षण ४६९

सेब्रे १०३०

सेनरमनाइट ७४५

सेनेबार ४१८

सेरुसाइट ५७३

सेलीनियम ८८१-८८७, खनिज

८८१, तत्त्व ८८१, रूपान्तर

८८२, गुण ८८३, ऑक्साइड

८८४, हैलाइड ८८५, ऑक्सि-

हैलाइड ८८६

सेलेनोलाइट ८८१

सेलेनाइड ८८७

सेलेनिक एसिड ८८४, ८८५

सेलेनेट ८८५

सेलेनोफोन ८८७

सेलेस्टाइन ३७६

सेडियम २०२-२३९, धातुकर्म २०२,

गुण २०४, ऑक्साइड, परो-

क्साइड २०५, कास्टिक सोडा

२०७-२११, कार्बोनेट २११-

२१९, बाइकार्बोनेट २१९,

सेस्क्विकार्बोनेट २२०, सीय-

नाइड, सायनेमाइड २२१, सीडा-

माइड, नाइट्राइड, नाइट्राइट

२२२, नाइट्रेट २२४, फॉस्फेट

२२५-२२७, आर्सीनेट २२७,

सलफाइड २२७, हाइड्रो-सलफाइड

२२८, हाइड्रोसलफाइट २२९,

सलफाइट २३०, बाइसलफाइट

२३०, मेटाबाइसलफाइट, पीटे०

सलफाइट २३१, सलफेट २३२,

प्रेसिड सलफेट २३३, थायो-

सलफेट २३४, चतुःथायोनेट,

परसलफेट, सिलिकेट २३५,

बोरेट (सुहागा) २३६, क्लो-

राइड २३७, ब्रोमाइड २३८

हाइपोक्लोराइट, क्लोरेट, पर-
क्लोरेट २३९, परक्लोरेट ३८८,
४५१, परकार्बोनेट ५१५,
फ्लोसिलिकेट ५५२, नाइट्रो-
प्रसाइड १०८९

सोना, देखो स्वर्ण

सोल्डर ४६२, ५६१

सौडो, Soddy ५५

सोलवे, Solway विधि २१५-२१८

स्कन्दन या प्रस्फुरण, phosphore-
science ६९२

स्कैलिजर १११९

स्कैंडियम ४८२

स्टाल, Stahl २१

स्टालरिमट ९६८

स्टिबनाइट ७४५-७५६

स्टिबोन ७४९-७५१

स्टोफेनाइट ७४५

स्टैनस लवण, ऑक्साइड ५६२,

क्लोराइड ५६५, ब्रोमाइड,

आयोडाइड ५६७, सल्फेट,

नाइट्रेट, सल्फाइड, ५६८

स्टैनिक लवण, हाइड्राइड ५६२,

ऑक्साइड ५६३, एसिड

५६३-५६५, क्लोराइड ५६९,

ब्रोमाइड, फ्लोराइड, सल्फेट,

सल्फाइड ५७०

स्ट्रुट ६१४

स्ट्रोमियर ४१३

स्ट्रॉशियम ३७६-३८०, धातुकर्म

३७६, गुण ३७७, ऑक्साइड,

परॉक्साइड, हाइड्रोक्साइड ३७८,

कार्बोनेट, नाइट्रेट, सल्फाइड

३७९, सल्फेट, क्रोमेट, फ्लो-

राइड, क्लोराइड, पश्चिमापन

३८०

स्ट्रॉशियेनाइट ३७६

स्थानान्तरण नियम, law of dis-
placement ९४, ९५

स्थिर अनुपात का नियम २३

स्पाइस कोबाल्ट १०९२, ११०४

स्पेरिलाइट ११२०

स्प्रेमल शून्यक पम्प ४२०

स्फेराइड ४७८

स्मिथसोनाइट ४७८

स्वर्ण ३२२-३३३, खाने ३२२,

धातुकर्म ३३३-३२६, शोधन

३२६, गुण ३२६, कोलॉयडल

३२७, परमाणुभार ३२८,

ऑक्साइड ३२८, लवण ३२९-

३३२; विस्फोटक (fulminat-

ing) ३३०, नाइट्राइड ३३२,

सल्फाइड ३३२, पहिक्कन ३३३

हवा, का द्रवोत्पन्न ७८३-७८७,

क्लोडे-लिडे यंत्र ७८६

हाइड्रोजीन ६३२-६३५

हाइड्रोजीक एसिड ६३५-६३७

हाइड्रोआयोडिक एसिड ९१४-९१७

हाइड्रोक्लोरिक एसिड ९५७, बनाने

की विधि ९५८, गुण ९५९,

समन्वयी मिश्रण ९६०

हाइड्रोक्लोरोप्लम्बस एसिड ५८६

हाइड्रोजन १४२-१६३, और आवर्त-
संविभाग ८४, १४३-१४७;
प्राप्ति, विद्युत् विधि से १४७-
१५०, माप से १५१, वाटरगैस
से १५३, अम्लों से १५३, क्षारों
से १५५, हाइड्राइडों से १५५, गुण
१५५, के साथ प्रतिक्रियायें १५६-
१५८, नवजात, nascent १५८,
अधिशोषित, adsorbed १५९,
परमाणविक, atomic १६०,
लैंग्मोर का १६१, क्रियाशील,
active, बैकटरमिया का १६२,
ऑयों और पैरा १६२

हाइड्रोजन आयोडाइड १९४-१९७

हाइड्रोजन टेल्लूराइड ८९१

हाइड्रोजन परोक्साइड १८०-१८९,
मान्त्रीकरण १८२, बनाने की
विधि १८२, गुण १८३, उप-
चायक गुण १८४, अपचायक
गुण १८५, संगठन १८४, को
पहिचान १८९

हाइड्रोजन सल्फाइड ८१७, शुद्ध ८१९,
गुण ८२०

हाइड्रोसायनिक ऐसिड ५२२

हाइड्रोजन सेलेनाइड ८८७

हाइड्रोफ्लोरिक ऐसिड ९४५

हाइड्रोफ्लोसिलिक ऐसिड ५५१,
५५२

हाइड्रोब्रोमिक ऐसिड ९८१, विधि
९८१, गुण ९८३

हाइड्रोक्सिलेमिन ६२९-६३२

हाइपो ८६३-८६६

हाइपोआयोडस ऐसिड १०००

हाइपोक्लोरोस ऐसिड ९६५

हाइपोक्लोराइट ९६५

हाइपोनाइट्रस ऐसिड ६५३-६५५

हाइपोफॉस्फोरस ऐसिड ७०७

हाइपोफॉस्फोरिक ऐसिड ७१३

हाइपोब्रोमस ऐसिड ९८५

हाइपोब्रोमाइट ९८५

हाइपोवेनेडेट ७६९

हाइरोसलफ्यूरस ऐसिड ८७२

हिड्रलेब्राण्ड ११५०

हूक ७७७

होरा ४८९-४९१

हीलाइड ११४६

हीलियम ११४९, ११६१, ११६२,

खोज ११४९, द्रव ११६२

हैमेटाइट १०४१

हैवी स्पार ३८१

हैयर १११९

हेरोस्की १०३०

हेलमण्ट- (van Helmont) १९

हैफनियम ५९९-६००

हैम्पसन ७८४

हैलोजन ९३५-१००६ समानतायें

९३६, आयनिक व्यासार्ध ९३७,

अन्तर-यौगिक ९३९

हार्न सिल्वर ३०२

हौसमेनाइट १०१०